

KRZYSZTOF M. PAZDRO
ANNA ROLA-NOWORYTA

Zbiór zadań z chemii

do liceów i techników

Wydanie
nowe
2012

ZAKRES ROZSZERZONY



Z odpowiedziami
do wszystkich
zadań

**KRZYSZTOF M. PAZDRO
ANNA ROLA-NOWORYTA**

Zbiór zadań z chemii

do liceów i techników

ZAKRES ROZSZERZONY

Wydanie X. Zmienione i uzupełnione



Oficyna Edukacyjna * Krzysztof Pazdro

Projekt okładki, skład i łamanie
Eryk Krawczyński

Redaktor
Tadeusz Kłós

© Copyright by Oficyna Edukacyjna * Krzysztof Pazdro Sp. z o.o.
Warszawa 2012 r.

Druk i oprawa
Zakład Poligraficzny DRUK–SERWIS
ul. Tysiąclecia 8b, 06-400 Ciechanów

Wydanie X. Zmienione i uzupełnione
(dodruk 2. z poprawkami)
Warszawa 2015 r.

Oficyna Edukacyjna * Krzysztof Pazdro Sp. z o.o.
ul. Kościańska 4, 01-695 Warszawa
www.pazdro.com.pl
pazdro@pazdro.com.pl

ISBN 978-83-7594-106-7

Spis treści

WSTĘP	8
Wykaz symboli wielkości chemicznych i fizycznych stosowanych w tekście	10
Zasady określania liczby cyfr znaczących	11
Zasady zaokrąglania liczb	11
Podstawowe zasady nomenklatury związków nieorganicznych zalecane przez Polskie Towarzystwo Chemiczne od 1998 r.	12

ROZDZIAŁ 1. Przekazywanie informacji chemicznych

1.1. Skład substancji przedstawiany wzorami sumarycznymi	21
1.2. Budowa substancji przedstawiana wzorami strukturalnymi	24
1.3. Przemiany substancji przedstawiane równaniami lub schematami reakcji	28
1.4. Tablica Mendelejewa	35

ROZDZIAŁ 2. Podstawy stechiometrii

2.1. Masy atomów i cząsteczek	39
2.2. Mol	41
2.3. Masa mola	43
2.4. Objętość mola w warunkach normalnych. Prawo Avogadra	49
2.5. Objętość mola w różnych warunkach ciśnienia i temperatury. Równanie Clapeyrona	53

ROZDZIAŁ 3. Stechiometria wzorów chemicznych

3.1. Prawo stałości składu (prawo Prousta)	56
3.2. Skład ilościowy związku chemicznego	57
3.3. Ustalanie wzoru chemicznego na podstawie składu ilościowego	60
3.4. Ustalanie wzoru chemicznego na podstawie stosunku objętościowego reagentów. Prawo Gay-Lussaca	63
3.5. Stechiometria hydratów	64

ROZDZIAŁ 4. Stechiometria równań chemicznych

4.1. Prawo zachowania masy	66
4.2. Molowy stosunek stechiometryczny reagentów	67
4.3. Masowy stosunek stechiometryczny reagentów	70
4.4. Objętościowy stosunek stechiometryczny reagentów	76
4.5. Przebieg reakcji po zmieszaniu substratów w stosunku niestechiometrycznym	80
4.6. Wykorzystywanie stosunku ilościowego reagentów do obliczania parametrów chemicznych substancji	84
4.7. Wydajność reakcji	89
4.8. Reakcje równoległe (współbieżne)	90

4.9. Szybkość reakcji. Katalizatory	92
4.10. Równowaga chemiczna	96
4.11. Reguła Le Chateliera	102
4.12. Obliczenia termochemiczne	104

ROZDZIAŁ 5. Stechiometria mieszanin

5.1. Udziały masowe. Wskaźniki udziału	111
5.2. Skład procentowy mieszanin. Stosunek molowy, masowy i objętościowy składników	117
5.3. Ułamek molowy, masowy i objętościowy	122
5.4. Parametry mieszanin w funkcji składu	123
5.5. Reakcje z mieszaniną o znanym składzie	127
5.6. Skład mieszaniny poreakcyjnej	129
5.7. Ustalanie składu mieszanin	131

ROZDZIAŁ 6. Budowa atomów

6.1. Składniki atomów. Izotopy	135
6.2. Przemiany jądrowe	138
6.3. Konfiguracje elektronowe	143
6.3.1. Konfiguracje powłokowe	143
6.3.2. Konfiguracje podpowłokowe	145
6.3.3. Konfiguracje orbitalne	147
6.4. Widma emisyjne. Liczby kwantowe	148

ROZDZIAŁ 7. Przekształcenia atomów w inne drobiny

7.1. Przekształcenia atomów w jony	151
7.2. Przekształcenia atomów w cząsteczki	155

ROZDZIAŁ 8. Roztwory

8.1. Stężenie procentowe	160
8.2. Stężenie masowe	163
8.3. Stężenie molowe	165
8.4. Przeliczanie stężeń	170
8.5. Rozpuszczalność	176
8.6. Rozpuszczanie hydratów	179
8.7. Mieszanie roztworów	180
8.8. Rozcieńczanie roztworów	184
8.9. Zateżnianie roztworów	187

ROZDZIAŁ 9. Chemia roztworów wodnych

9.1. Dysocjacja jonowa	189
9.2. Stopień dysocjacji. Stężenie molowe jonów	191
9.3. Stała dysocjacji. Prawo rozcieńczeń Ostwalda	194

9.4. Wykładnik stężenia jonów wodorowych	197
9.5. Reakcje jonowe	199
9.6. Stechiometria reakcji w roztworach	204
9.7. Twardość wody	208
9.8. Hydroliza soli	208
9.9. Amfoteryczność	209
9.10. Iloczyn rozpuszczalności. Rozpuszczalność molowa	211
9.11. Teoria Brønsteda	216
ROZDZIAŁ 10. Reakcje utleniania-redukcji	
10.1. Stopień utlenienia	221
10.2. Równania chemiczne reakcji utleniania-redukcji	222
ROZDZIAŁ 11. Elektrochemia	
11.1. Ogniwa. Szereg napięciowy	230
11.2. Reakcje w elektrolizerze	235
11.3. Prawa Faradaya	237
ROZDZIAŁ 12. Związki nieorganiczne	
12.1. Tlenki	243
12.2. Wodorki	245
12.3. Wodorotlenki	246
12.4. Kwasy	246
12.5. Sole	248
ROZDZIAŁ 13. Pierwiastki bloku s	
13.1. Wodór	254
13.2. Litowce	255
13.3. Berylowce	256
ROZDZIAŁ 14. Pierwiastki bloku p	
14.1. Fluorowce	258
14.2. Tlenowce	260
14.3. Azotowce	263
14.4. Węglowce	265
14.5. Borowce	268
ROZDZIAŁ 15. Pierwiastki bloku d	
15.1. Żelazowce (Fe, Ru, Os)	271
15.2. Manganowce (Mn, Tc, Re)	273
15.3. Chromowce (Cr, Mo, W)	275
15.4. Miedziowce (Cu, Ag, Au)	276

ROZDZIAŁ 16. Węglowodory

16.1. Węglowodory nasycone	279
16.2. Węglowodory nienasycone	287
16.3. Węglowodory aromatyczne	293

ROZDZIAŁ 17. Jednofunkcyjne pochodne węglowodorów

17.1. Alkohole i fenole	301
17.2. Aldehydy i ketony	307
17.3. Kwasy karboksylowe	311
17.4. Estry	316
17.5. Aminy. Związki nitrowe. Amidy	320

ROZDZIAŁ 18. Wielofunkcyjne pochodne węglowodorów

18.1. Hydroksykwasy. Hydroksyaldehydy. Hydroksyketony	324
18.2. Aminokwasy. Peptydy. Białka	325
18.3. Cukry	327

ANEKSY I TABELLE

Aneks 1.	Zapisywanie symboli i wzorów chemicznych	330
Aneks 2.	Przedrostki do tworzenia dziesiętnych krotności (podwielokrotności i wielokrotności) jednostek układu SI	330
Aneks 3.	Zasady tworzenia jednostek krotnych (wtórnych) układu SI	330
Aneks 4.	Masa atomowa i cząsteczkowa	331
Aneks 5.	Skład związku chemicznego	332
Aneks 6.	Liczność materii i jej wielkości pochodne	332
Aneks 7.	Skład mieszanin	334
Aneks 8.	Stężenia roztworów	336
Aneks 9.	Rozpuszczalność masowa	338
Aneks 10.	Iloczyn rozpuszczalności. Rozpuszczalność molowa	338
Aneks 11.	Prawa gazowe	339
Aneks 12.	Reakcje chemiczne	339
Aneks 13.	Dysocjacja jonowa. pH roztworu. Kwasy i zasady Brønsteda	340
Aneks 14.	Ogniwa	342
Aneks 15.	Elektroliza	342
Aneks 16.	Wzory elektronowe. Budowa przestrzenna drobin	343
Aneks 17.	Symbole hybrydyzacji	346
Aneks 18.	Sposoby rysowania wzorów związków organicznych	347
Aneks 19.	Rodzaje izomerii	351
Tabela A1.	Wskaźniki udziału	335
Tabela A2.	Przeliczanie wskaźników udziału	335

Tabela A3.	Przeliczanie ułamków ilościowych dla mieszanin dwuskładnikowych	336
Tabela A4.	Przeliczanie stężeń	337
Tabela A5.	Struktury przestrzenne drobin	345
Tabela A6.	Nazwy i symbole orientacji przestrzennej linii prostych łączących atom centralny z ligandami	346
Tabela A7.	Konfiguracje typowych heksoz	350

TABELE UZUPEŁNIAJĄCE

Tabela A8.	Skład izotopowy najważniejszych pierwiastków	353
Tabela A9.	Rozpuszczalność soli i wodorotlenków w wodzie w temperaturze 291–298 K	354
Tabela A10.	Wartości energii niektórych wiązań kowalencyjnych [kJ/mol] ..	354
Tabela A11.	Gęstości wodnych roztworów wodorotlenków, kwasów i alkoholu etylowego w temperaturze 291 K [g/cm ³]	355
Tabela A12.	Redukcja objętości gazu do warunków normalnych $V_0 = k \cdot V$...	356
Tabela A13.	Stałe dysocjacji, stopnie dysocjacji, pH roztworu	357
Tabela A14.	Szereg napięciowy metali	360
Tabela A15.	Potencjały standardowe niektórych półogniw redoks	360
Tabela A16.	Nadnapięcia wydzielania wodoru, tlenu i metali (w voltach) na różnych elektrodach	361

ODPOWIEDZI	362
Rozwiązania zadań trudnych (**) zamieszczono na stronie internetowej wydawnictwa	

SKOROWIDZ (polsko-angielski)	441
---	-----

WSTĘP

do wydania nowego 2012

Oddajemy do rąk Nauczycieli i Uczniów kolejną edycję powszechnie znanego i cenionego od 40 lat „Zbioru zadań z chemii” Krzysztofa M. Pazdry. Zbiór był wielokrotnie wznawiany przez czterech kolejnych wydawców pod kilkakrotnie modyfikowanym tytułem określającym adresata.

Obecne, nowe wydanie zbioru zadań, zmienione i rozszerzone, obejmuje wszystkie wymagania programowe kształcenia w zakresie rozszerzonym. Współautorka zbioru, Anna Rola-Noworyta, zadbała o jego aktualizację merytoryczną i terminologiczną oraz uzupełniła odpowiedzi do zadań tak, że zawiera je każde zadanie, zgodnie z informacją na okładce. Zbiór kończy się skorowidzem rzeczowym polsko-angielskim.

Redaktor

Informacje dla Nauczyciela

Różnice w stosunku do wydań z lat 2003–2010 polegają na dodaniu nowych podrzdziałów (9.10. *Iloczyn rozpuszczalności. Rozpuszczalność molowa* i 9.11. *Teoria Brønsteda*). Ponadto zwiększyliśmy liczbę zadań z chemii organicznej, zmieniliśmy strukturę rozdziału 18. i dodaliśmy związane z tym aneksy (18. *Sposoby rysowania wzorów związków organicznych* i 19. *Rodzaje izomerii*). Usunęliśmy zadania na poziomie gimnazjalnym, ale zachowaliśmy zadania trudne, oznaczone dwoma gwiazdkami.

W początkowej części zbioru przedstawiliśmy najważniejsze informacje o aktualnych zaleceniach Polskiego Towarzystwa Chemicznego w dziedzinie nomenklatury związków nieorganicznych, powszechnie lekceważonych w podręcznikach szkolnych, wydawanych od 1998 r. (patrz K.M. Pazdro, *Chemia w Szkole*, 6/2012). W odpowiedziach do zadań związanych z nomenklaturą używaliśmy też nazw zdezaktualizowanych, poprzedzając je określeniem „dawniej” (patrz odpowiedzi do zadań 7.34 i 12.85), aby umożliwić uczniom zdanie matury w oparciu o arkusze maturalne zawierające zadania z anachronizmami.

Wprowadziliśmy powszechnie przyjęty w podręcznikach akademickich, polskich i obcojęzycznych, system zapisywania wzorów elektronowych Lewisa.

Jeżeli zadania zawierają kilka wersji oznaczonych literami **a**, **b**, **c** itd., to każdą z nich należy traktować jak oddzielne zadanie. Natomiast pytania w obrębie jednego zadania oznaczone cyframi **1**, **2**, **3** itd. stanowią części składowe tegoż zadania.

W większości nowo wydanych podręczników do rozszerzonego zakresu nauczania chemii w liceach można trafić na przestarzałe ujęcia merytoryczne, terminologiczne

i dydaktyczne. Autorzy zbioru polecają podręcznik (w postaci trzech modułów) wydany przez Oficynę Edukacyjną * Krzysztof Pazdro:

1. K.M. Pazdro, *Fundamenty*, Warszawa 2012
2. W. Danikiewicz, *Związki organiczne*, Warszawa 2013
3. K.M. Pazdro, *Pierwiastki i związki nieorganiczne*, Warszawa 2012

Moduły 2. i 3. są na tyle niezależne, że mogą być wykorzystywane w kolejności uznanej przez Nauczyciela za odpowiednią, i dlatego zestaw ten nie został oznaczony tradycyjnie jako części z kolejnymi numerami.

Wydawca dołożył wszelkich starań, aby polecany zestaw podręczników był na najwyższym poziomie.

Informacje dla Ucznia

Do zbioru są dołączone 4 barwne wkładki. Nie kupuj używanego egzemplarza bez kompletu wkładek, bo bez nich nie rozwiążesz wielu zadań.

W końcowej części zbioru zamieściliśmy aneksy i tabele. Warto się z nimi zapoznać (ponieważ zawierają ważne informacje) i – w miarę potrzeby – z nich korzystać.

Zadania zawarte w zbiorze obejmują wszystkie obowiązujące treści nauczania chemii, przewidziane programowo w zakresie rozszerzonym dla uczniów liceów i techników. Większość rozdziałów i podrozdziałów poprzedziliśmy przykładami z analizą problemu, rozwiązaniem (często różnymi sposobami) oraz uwagami o wykonywaniu podobnych obliczeń. Analiza problemu stanowi komentarz do podstawowych pojęć i praw chemicznych, wskazujący zasady ich wykorzystywania w zadaniach rachunkowych.

Stopień trudności zadań oznaczyliśmy umownymi znakami (gwiazdkami). Brak gwiazdki oznacza zadanie łatwe, przeznaczone dla wszystkich uczniów. Jedna gwiazdka (*) sygnalizuje zadanie trudniejsze, lecz nieprzekraczające możliwości ucznia, który rozwiązywał już zadania proste tego typu. Dwie gwiazdki (**) oznaczają zadanie trudne, przeznaczone dla uczniów ambitnych, zamierzających zdawać maturę międzynarodową, przygotowujących się do olimpiad krajowych lub międzynarodowych, niekoniecznie chemicznych. Uczeń ambitny to taki, który najpierw sam rozwiązuje zadanie, a następnie konfrontuje swój wynik z odpowiedzią podaną na końcu zbioru. W przypadku rozbieżności szuka błędu w swoim rozwiązaniu. W ostateczności może skorzystać z rozwiązań zadań trudnych (**) zamieszczonych na stronie internetowej wydawnictwa www.pazdro.com.pl/rozwiwania.pdf

Autorzy

WYKAZ SYMBOLI WIELKOŚCI CHEMICZNYCH I FIZYCZNYCH STOSOWANYCH W TEKŚCIE

A	– liczba masowa	m_S	– masa substancji rozpuszczonej
$A_b(E)$	– bezwzględna masa atomu E	m_s	– magnetyczna spinowa liczba kwantowa
$A_r(E)$	– masa atomowa pierwiastka E	N_A	– liczba Avogadra (ok. $6,02 \cdot 10^{23}$)
α	– stopień dysocjacji	n	– licznosc materii (ilość substancji, „liczba moli”)
c_a	– stężenie molalne	n	– główna liczba kwantowa
c_A	– stężenie molowe anionu	n_0	– początkowa liczba moli
c_K	– stężenie molowe kationu	n_p	– liczba moli, która przereagowała
c_m	– stężenie molowe roztworu	n_r	– równowagowa liczba moli
c_p	– stężenie procentowe roztworu	n_w	– liczba moli cząsteczek lub jednostek formalnych elektrolitu wprowadzonych do roztworu
d	– gęstość	n_z	– liczba moli zdysocjowanych cząsteczek lub jednostek formalnych elektrolitu
d_a	– gęstość rozpuszczalnika	p	– ciśnienie
d_r	– gęstość roztworu	pK	– wykładnik stałej kwasowości (zasadowości)
d_p^w	– gęstość gazu względem powietrza	p°	– procent objętościowy
E	– energia	p^m	– procent masowy (dawniej wagowy)
E^0	– potencjał standardowy	R	– stała gazowa
E°	– potencjał elektrody	S	– rozpuszczalność molowa
E_{A-B}	– energia wiązania A–B	s	– rozpuszczalność masowa
F	– stała Faradaya (96 500 C)	ρ	– stężenie masowe
ΔH	– entalpia przemiany	T	– temperatura (w kelwinach)
I	– natężenie prądu elektrycznego	u^m	– ułamek masowy (dawniej wagowy)
I_m	– ilość mieszaniny	u^{mol}	– ułamek molowy
I_s	– ilość składnika	u°	– ułamek objętościowy
k	– różne współczynniki (znaczenie podano przy wzorach)	U_r	– napięcie rozkładowe elektrolizy
K	– stała dysocjacji	v	– szybkość reakcji
K_a	– stała dysocjacji kwasowej	V	– objętość
K_b	– stała dysocjacji zasadowej	V_a	– objętość rozpuszczalnika
K_c	– stała równowagi chemicznej (stężeniowa)	V_m	– objętość mieszaniny
K_s	– iloczyn rozpuszczalności	V_{mol}	– objętość mola
K_w	– iloczyn jonowy wody	V_M	– objętość molowa
l	– poboczna (orbitalna) liczba kwantowa	V_0	– objętość mola gazu w warunkach normalnych (ok. $22,4 \text{ dm}^3$)
M	– masa molowa	V_r	– objętość roztworu
$M_b(S)$	– bezwzględna masa cząsteczki substancji S	w	– współczynnik stechiometryczny
M_m	– średnia masa molowa mieszaniny	z	– liczba ładunkowa reakcji lub ładunek jonu
$M_r(S)$	– masa cząsteczkowa substancji S	z_S	– zawartość składnika
m	– masa; magnetyczna liczba kwantowa	Z	– liczba atomowa
m_a	– masa rozpuszczalnika		
m_e	– masa substancji wydzielonej na jednej z elektrod		
m_M	– masa mola		
m_m	– masa mieszaniny		
m_r	– masa roztworu		

ZASADY OKREŚLANIA LICZBY CYFR ZNACZĄCYCH

Dokładność wartości liczbowej jest określona przez liczbę cyfr znaczących. Nie zależy ona jednak od położenia tych cyfr w dziesiętnym zapisie pozycyjnym. Pierwszą cyfrą znaczącą jest każda cyfra różna od zera. Zero jest cyfrą znaczącą, jeżeli znajduje się pomiędzy dwoma innymi cyframi (np. liczba 0,2005 zawiera cztery cyfry znaczące: 2, 0, 0, 5) lub znajduje się po przecinku dziesiętnym (np. liczba 0,23000 zawiera pięć cyfr znaczących: 2, 3, 0, 0, 0). Zera na ostatnich miejscach liczby nie zawierającej przecinka dziesiętnego są lub nie są cyframi znaczącymi (np. liczba 1800 zawiera 2, 3 lub 4 cyfry znaczące). W celu uniknięcia dwuznaczności można taką liczbę zapisywać w postaci:

$$k \cdot 10^n$$

gdzie mnożnik k zawiera rzeczywistą liczbę cyfr znaczących, np.:

$$1800 = 1,8 \cdot 10^3 \text{ (2 cyfry znaczące)}$$

$$1800 = 1,80 \cdot 10^3 \text{ (3 cyfry znaczące)}$$

$$1800 = 1,800 \cdot 10^3 \text{ (4 cyfry znaczące)}$$

ZASADY ZAOKRĄGLANIA LICZB

W celu zaokrąglenia liczby należy wykreślić z niej wszystkie cyfry końcowe, które nie są cyframi znaczącymi. Przy wykreślaniu cyfr stosuje się następujące reguły (w poniższych przykładach zaokrąglono liczby do trzech cyfr znaczących):

1. Jeżeli pierwsza z wykreślonych cyfr jest mniejsza niż 5, to ostatnia cyfra pozostająca nie ulega zmianie, np.:

$$15,23 \approx 15,2$$

$$0,4774 \approx 0,477$$

$$18\ 129 \approx 18\ 000 = 1,81 \cdot 10^4$$

$$2,302 \approx 2,30$$

2. Jeżeli pierwsza z wykreślonych cyfr jest większa niż 5, to ostatnią cyfrę pozostającą zwiększa się o 1, np.:

$$20,66 \approx 20,7$$

$$0,038482 \approx 0,0385$$

$$1479 \approx 1480 = 1,48 \cdot 10^3$$

$$1,506 \approx 1,51$$

3. Jeżeli pierwszą z wykreślonych cyfr jest 5, to wynik zaokrągla się do najbliższej cyfry parzystej, np.:

$$34,15 \approx 34,2$$

$$0,2825 \approx 0,282$$

$$1535 \approx 1540 = 1,54 \cdot 10^3$$

$$1,945 \approx 1,94$$

$$34,55 \approx 34,6$$

$$3,465 \approx 3,46$$

$$0,2875 \approx 0,288$$

$$1,905 \approx 1,90$$

Uwaga: przy dodawaniu lub odejmowaniu liczb o różnej dokładności należy uprzednio zaokrąglić je tak, aby miały jednakową liczbę miejsc dziesiętnych, np.:

$$3,12 + 0,218 \approx 3,12 + 0,22 = 3,34$$

**PODSTAWOWE ZASADY
NOMENKLATURY ZWIĄZKÓW NIEORGANICZNYCH**
zalecane przez Polskie Towarzystwo Chemiczne od 1998 r.

1. Zasady ogólne

Dozwolone jest równoległe stosowanie różnych systemów tworzenia nazw dla tej samej grupy związków. Wybór nazwy należy do tego, kto ją tworzy. Na przykład dla H_2SO_4 poprawne są nazwy: kwas siarkowy lub kwas tetraoksosiarkowy albo jeszcze inne podane w ZALECENIACH, ale nie ma tam nazwy kwas siarkowy(VI), którą należy uznać za sprzeczną z ZALECENIAMI, choć powszechnie stosowaną w podręcznikach szkolnych.

Liczbę identycznych atomów (lub grup) w nazwie określa się za pomocą przedrostków zwielokrotniających, zwanych odliczebnikowymi.

W przypadku atomów stosuje się powszechnie przyjęte już w chemii przedrostki di-, tri- tetra- itd. zwane „międzynarodowymi”, aczkolwiek pochodzą one z greki (patrz tabela I). Ich polskie odpowiedniki dwu-, trój-, cztero- itd. są często spotykane w mediach i różnych dyscyplinach przyrodniczych. Można zatem związek CO_2 nazywać ditlenkiem węgla lub dwutlenkiem węgla. Przedrostek mono- (jedno-) można opuścić, ale czasem warto go dodać w celu uniknięcia wątpliwości przez odtwarzającego wzór z nazwy.

Liczbę jednakowych grup określa się przedrostkami bis-, tris, tetrakis-, pentakis- itd., to znaczy dodaje się kis- począwszy od tetra- (patrz tabela IV).

Tabela I. Przedrostki odliczebnikowe

Liczba atomów*	Przedrostek grecki „międzynarodowy”	Przedrostek polski
1	mono (można pominąć)	jedno (można pominąć)
2	di	dwu
3	tri	trój
4	tetra	cztero
5	penta	pięć
6	heksa	sześć
7	hepta	siedmio
8	okta	ośmio
9	nona	dziewięć
10	deka	dziesięć

* Przedrostki dla większej liczby atomów można znaleźć w literaturze, np. W. Mizerski, *Tablice Chemiczne*, Adamantan 2008

2. Nazwy tlenków

Nazwy tlenków można tworzyć jednym z dwóch wybranych systemów, z tym że system pierwszy jest w ZALECENIACH preferowany (patrz tabela II).

1. System przedrostków odliczebnikowych (di-, tri-, tetra- itd.), które odpowiadają wartościom indeksów stechiometrycznych. Nazwę pierwiastka podaje się w formie rzeczownika w dopełniaczu (np. sodu, srebra, miedzi), a nie jak dawniej w formie przymiotnikowej (sodowy, srebrowy, miedziowy).
2. Systemem Stocka, tzn. przez dodanie wartościowości pierwiastka (ściślej – stopnia utlenienia) w postaci liczby zapisanej cyframi rzymskimi w nawiasie. Znak plus pomija się. Nie zawsze można utworzyć nazwę tym systemem (patrz dwa ostatnie przykłady w tabeli).

Tabela II. Przykłady nazw tlenków

Wzór	System przedrostków	System Stocka
Cu_2O	tlenek dimiedzi	tlenek miedzi(I)
CuO	tlenek miedzi	tlenek miedzi(II)
FeO	tlenek żelaza	tlenek żelaza(II)
Fe_2O_3	tritlenek diżelaza	tlenek żelaza(III)
Fe_3O_4	tetratlenek triżelaza	tlenek żelaza(II) diżelaza(III)*
Pb_3O_4	tetratlenek triołowiu	tlenek diołowiu(II) ołowiu(IV)*
Mn_2O_3	tritlenek dimanganu	tlenek manganu(III)
Mn_2O_7	heptatlenek dimanganu	tlenek manganu(VII)
CO	tlenek węgla	tlenek węgla(II)
CO_2	ditlenek węgla	tlenek węgla(IV)
SO_2	ditlenek siarki	tlenek siarki(IV)
SO_3	tritlenek siarki	tlenek siarki(VI)
N_2O	tlenek diazotu	tlenek azotu(I)
NO	tlenek azotu	tlenek azotu(II)
N_2O_3	tritlenek diazotu	tlenek azotu(III)
NO_2	ditlenek azotu	tlenek azotu(IV)
N_2O_4	tetratlenek diazotu	nazwy nie można utworzyć
Br_3O_8	oktatlenek tribromu	nazwy nie można utworzyć

* Nazwa ta informuje o liczbie atomów pierwiastka na określonym stopniu utlenienia

3. Nazwy wodorotlenków

Nazwy wodorotlenków tworzy się dwoma sposobami. Polskie Towarzystwo Chemiczne zaleca stosowanie systemu przedrostków odliczebnikowych określających liczbę grup OH, np.: $\text{Fe}(\text{OH})_2$ – diwodorotlenek żelaza, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ – triwodorotlenek żelaza.

Jednak powszechnie używane są nazwy z liczbą Stocka, opisane już przy nazwach tlenków, np. $\text{Fe}(\text{OH})_2$ – wodorotlenek żelaza(II), $\text{Fe}(\text{OH})_3$ – wodorotlenek żelaza(III).

Nazwy tradycyjne typu wodorotlenek żelazawy dla $\text{Fe}(\text{OH})_2$ i wodorotlenek żelazowy dla $\text{Fe}(\text{OH})_3$ nie są obecnie zalecane.

4. Nazwy oksokwasów (kwasów tlenowych)

Nazwy oksokwasów można tworzyć według kilku systemów, z których tylko dwa, używane najczęściej, są szczegółowo przedstawione niżej.

System I – nomenklatura zwyczajowa. Zalecenia Polskiego Towarzystwa Chemicznego (PTChem) dopuszczają używanie kilkunastu nazw zwyczajowych, z których najważniejsze podano w kolumnie II tabeli III. Na liście kwasów o akceptowanych nazwach zwyczajowych znalazły się między innymi cztery bardzo często pojawiające się w tekstach chemicznych: H_2SO_4 – siarkowy, HNO_3 – azotowy, H_3PO_4 – fosforowy i H_2CO_3 – węglowy. Uzupełnianie ich nazw lub nazw ich soli (siarczan, azotan, fosforan, węglan) liczbą Stocka [kwas siarkowy(VI), siarczan(VI) sodu itd.] jest sprzeczne z zaleceniami PTChem, ale często spotykane w podręcznikach szkolnych (patrz dalej – nazwy skrócone).

W myśl zaleceń PTChem, opartych w zasadzie (!) na zaleceniach IUPAC (*International Union of Pure and Applied Chemistry* – Międzynarodowej Unii Chemii Czystej i Stosowanej) nie zaleca się używania nazw zwyczajowych z zakończeniem *-awy* oraz przedrostkami *pod-*, *nad-*, *orto-* *meta-*, *piro* (kolumna III w tabeli III). Nazwy te jednak wciąż są powszechnie wykorzystywane, głównie do tworzenia nazw soli (azotyny, siarczyny itp.): w handlu, niektórych podręcznikach akademickich, przekazie ustnym na wyższych uczelniach (w tym chemicznych), w literaturze przedmiotów przyrodniczych (biologia, medycyna, farmacja, ekologia itp.) oraz w przemyśle chemicznym. Sytuacji tej sprzyja oryginalna wersja dokumentu IUPAC, która zaleca te nazwy i dlatego zostały one podane w kolumnie IV tabeli III z myślą o tych uczniach, którzy planują zdawanie matury międzynarodowej i/lub studia zagraniczne.

System II – nomenklatura kwasowa. Nazwy w tym systemie składają się z dwóch wyrazów, z których pierwszym jest *kwas* (stąd określenie „kwasowa”). Drugi wyraz opisuje skład (czasem też strukturę) anionu i ma 3 składniki. Pierwszy składnik informuje o liczbie atomów tlenu (np. *tetraokso-*) i ewentualnie innych ligandów łączonych z atomem centralnym (patrz nazwy kwasowe $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ w tabeli III). Drugi składnik jest przymiotnikiem utworzonym z nazwy pierwiastka będącego atomem centralnym (np.: *chlorowy*, *siarkowy*). Trzeci składnik jest liczbą (arabską lub rzymską), której wartość i znaczenie zależy od wybranego, spośród dwóch zalecanych przez PTChem, rodzaju nazw kwasowych:

II a – nazwa kwasowa systematyczna (kolumna V tabeli III), czyli jednoznacznie określająca stechiometrię (wzór rzeczywisty), zawiera na końcu ładunek anionu w postaci liczby arabskiej ze znakiem minus (w nawiasie), przez co określa liczbę atomów wodoru.

Tabela III. Przykłady nazw oksokwasów

Wzór	Nazwy zwyczajowe		Zalecane przez IUPAC (wersja anglojęzyczna)	Nazwy kwasowe		
	Akceptowane przez PTChem	Niezalecane przez PTChem		Systematyczne	Pólsystematyczne	
I	II	III	IV	V	VI	VII
HClO ₄	–	kwas nadchlorowy	<i>perchloric acid</i>	kwas tetraoksochlorowy(1–)	kwas tetraoksochlorowy(VII)	kwas chlorowy(VII)
HClO ₃	kwas chlorowy	–	<i>chloric acid</i>	kwas trioksochlorowy(1–)	kwas trioksochlorowy(V)	kwas chlorowy(V)
HClO ₂	–	–	<i>chlorous acid</i>	kwas dioksochlorowy(1–)	kwas dioksochlorowy(III)	kwas chlorowy(III)
HClO	–	–	<i>hypochlorous acid</i>	kwas oksochlorowy(1–) kwas monooksochlorowy(1–)	kwas oksochlorowy(I)	kwas chlorowy(I)
HIO ₃	–	kwas ortojodowy	<i>iodic acid</i>	kwas trioksojodowy(1–)	kwas trioksojodowy(V)	kwas jodowy(V)
H ₂ SO ₄	kwas siarkowy	–	<i>sulfuric acid</i>	kwas tetraoksosiarkowy(2–)	kwas tetraoksosiarkowy(VI)	kwas siarkowy(VI)
H ₂ SO ₃	–	kwas siarkawy	<i>sulfurous acid</i>	kwas trioksosiarkowy(2–)	kwas trioksosiarkowy(IV)	kwas siarkowy(IV)
H ₂ S ₂ O ₃	kwas tiosiarkowy	–	<i>thiosulfuric acid</i>	kwas triokso disiarkowy(2–) kwas triokso tiosiarkowy(2–)	kwas triokso tiosiarkowy(VI)	kwas tio(–II)siarkowy(VI)
HNO ₂	–	kwas azotawy	<i>nitrous acid</i>	kwas dioksoazotowy(1–)	kwas dioksoazotowy(III)	kwas azotowy(III)
HNO ₃	kwas azotowy	–	<i>nitric acid</i>	kwas trioksoazotowy(1–)	kwas trioksoazotowy(V)	kwas azotowy(V)
H ₃ PO ₄	kwas fosforowy	kwas ortofosforowy	<i>phosphoric acid</i> <i>orthophosphoric acid</i>	kwas tetraoksofosforowy(3–)	kwas tetraoksofosforowy(V)	kwas fosforowy(V)
H ₄ P ₂ O ₇	kwas difosforowy	–	<i>diphosphoric acid</i>	kwas heptaokso difosforowy(4–)	kwas heptaokso difosforowy(V)	kwas difosforowy(V)
H ₃ AsO ₃	–	kwas arsenawy	<i>arsenous acid</i>	kwas trioksoarsenowy(3–)	kwas trioksoarsenowy(III)	kwas arsenowy(III)
H ₃ AsO ₄	kwas arsenowy	kwas ortoarsenowy	<i>arsenic acid</i>	kwas tetraoksoarsenowy(3–)	kwas tetraoksoarsenowy(V)	kwas arsenowy(V)
H ₂ CO ₃	kwas węglowy	–	<i>carbonic acid</i>	kwas trioksowęglowy(2–)	kwas trioksowęglowy*	kwas węglowy*
H ₄ SiO ₄	–	kwas ortokrzemowy	<i>orthosilicic acid</i>	kwas tetraokso krzemowy(4–)	kwas tetraokso krzemowy*	kwas ortokrzemowy*
H ₂ SiO ₃	–	kwas metakrzemowy	<i>metasilicic acid</i>	kwas triokso krzemowy(2–)	kwas triokso krzemowy*	kwas metakrzemowy*
H ₃ BO ₃	kwas borowy	kwas ortoborowy	<i>boric acid</i>	kwas triokso borowy(3–)	kwas triokso borowy*	kwas ortoborowy*
HBO ₂	–	kwas metaborowy	<i>metaboric acid</i>	kwas diokso borowy(1–)	kwas diokso borowy*	kwas metaborowy*
H ₂ CrO ₄	kwas chromowy	–	<i>chromic acid</i>	kwas tetraoksochromowy(2–)	kwas tetraoksochromowy(VI)	kwas chromowy(VI)
H ₂ Cr ₂ O ₇	kwas dichromowy	–	<i>dichromic acid</i>	kwas heptaokso dichromowy(2–)	kwas heptaokso dichromowy(VI)	kwas dichromowy(VI)
HMnO ₄	–	kwas nadmanganowy	<i>permanganic acid</i>	kwas tetraokso manganowy(1–)	kwas tetraokso manganowy(VII)	kwas manganowy(VII)
H ₂ MnO ₄	kwas manganowy	–	<i>manganic acid</i>	kwas tetraokso manganowy(2–)	kwas tetraokso manganowy(VI)	kwas manganowy(VI)

* Liczba Stocka jest zbędna, ponieważ atom kwasotwórcy we wszystkich oksokwasach tego pierwiastka ma taki sam stopień utlenienia (bor – III, krzem i węgiel – IV)

** Nazwy anachroniczne, usunięte z zaleceń PTChem od kilkunastu lat, obecnie używane tylko w podręcznikach szkolnych i na egzaminach maturalnych. Nazwy te warto znać, żeby maturę zdać...

II b – nazwa kwasowa półsystematyczna (kolumna VI w tabeli III), czyli nie gwarantująca jednoznacznie stechiometrii we wszystkich przypadkach. Używana do tworzenia nazw kwasów o stosunkowo prostym składzie i/lub strukturze, zawiera na końcu liczbę Stocka (w tym przypadku stopień utlenienia atomu centralnego) w postaci – jak zwykle – liczby rzymskiej w nawiasie. Liczbę atomów wodoru trzeba obliczyć. W typowym przypadku: $H_xE^sO_n$ (s – stopień utlenienia) należy ułożyć równanie wynikające z zasady, w myśl której suma stopni utlenienia w elektroobojętnej drobinie jest równa zeru:

$$x + s - 2n = 0, \text{ stąd } x = 2n - s$$

Na przykład dla kwasu tetraoksochlorowego(VII):

$$x = 2 \cdot 4 - 7 = 1$$

W kolumnie VII tabeli III są nazwy określone umownie jako „skrótowe”, ponieważ nie zawierają informacji o liczbie atomów tlenu. Nazwy te zostały usunięte z zaleceń PTChem kilkanaście lat temu, ale wciąż są używane w podręcznikach szkolnych i w tzw. arkuszach maturalnych, z reguły tak, jakby tylko one były poprawne. Warto więc je znać. Nazwy te nie pozwalają na ustalenie liczby atomów wodoru, ponieważ równanie typu $\sum s = 0$ zawiera dwie niewiadome (x, n). Korelacja wzór–nazwa wymaga opanowania pamięciowego. Na szczęście liczba tych „pamięciówek” szkolnych ogranicza się w praktyce do przypadków podanych w tabeli III.

5. Nazwy soli

Nazwy soli można tworzyć według wielu systemów. Wszystkie mają cechę wspólną, polegającą na tym, że nazwa soli składa się z dwóch części.

W przypadku soli prostych (czyli zawierających jeden kation i jeden anion) nazwa składa się z dwóch wyrazów. Pierwszy z nich określa anion (resztę kwasową), a drugi określa kation (zwykle metal, czasem grupę, np. NH_4^+ , UO_2^{2+}). Nazwy soli złożonych (czyli zawierających kilka jonów) składają się z kilku wyrazów. W pierwszej części określa się alfabetycznie kolejne aniony, a w drugiej, również alfabetycznie – kolejne kationy (patrz końcowe przykłady w tabeli IV). Przedrostki zwielokrotniające nie wpływają na alfabetyzację.

Poszczególne systemy różnią się sposobem tworzenia wyrazów określających jony, ale w każdym systemie obowiązują dwie zasady ogólne:

1. Jeżeli anion pochodzi z oksokwasu, to pierwszy wyraz ma zakończenie *-an* (np. kwas: *siarkowy*; sól: *siarczan*). Sole kwasów beztlenowych mają w nazwie zakończenie *-ek* (np. kwasy: *chlorowodorowy*, *siarkowodorowy*; sole: *chlerek*, *siarczek*). Zwyczajowe nazwy soli pochodzących od kwasów, które w nazwie zwyczajowej miały zakończenie *-awy*, kończyły się na *-yn* (np. kwas: *siarkawy*; sól: *siarczyn*). Nazwy te nie są obecnie zalecane, ale są powszechnie stosowane!
2. Wyraz lub wyrazy określające kation podaje się w formie rzeczownika w dopełniaczu (czyli *srebra*, a nie: *srebrowy*), np. *chlerek srebra* a nie: *chlerek srebrowy*.

Tabela IV. Przykłady nazw soli

Wzór	Nazwa zwyczajowa*	Nazwa półsystematyczna z liczbą Stocka**	Nazwa systematyczna (z przedrostkami)
K_2SO_4	siarczan potasu	[siarczan(VI) potasu]	tetraoksosiarczan dipotasu
K_2SO_3	siarczyn potasu	trioksosiarczan(IV) potasu	trioksosiarczan dipotasu
$FeSO_4$	siarczan żelazawy	tetraoksosiarczan żelaza(II) [siarczan(VI) żelaza(II)]	tetraoksosiarczan monożelaza
$Fe_2(SO_4)_3$	siarczan żelazowy	tetraoksosiarczan żelaza(III) [siarczan(VI) żelaza(III)]	tris(tetraoksosiarczan) diżelaza
$Zn(NO_3)_2$	azotan cynku	[azotan(V) cynku]	bis(trioksoazotan) cynku
$Al(NO_3)_3$	azotyn glinu	dioksoazotan(III) glinu	tris(dioksoazotan) glinu
$Zr(CO_3)_2$	—	węglan cyrkonu(IV)	bis(trioksowęglan) monocyrkonu
$Ca_3(PO_4)_2$	fosforan wapnia	[fosforan(V) wapnia]	bis(tetraoksofosforan) triwapnia
$Ca(H_2PO_4)_2$	dwuwodorofosforan wapnia	[diwodorofosforan(V) wapnia]	bis(diwodorotetraoksofosforan) wapnia
Na_3BO_3	boran sodu ortoboran sodu	nie należy używać	trioksoboran sodu
$NaBO_2$	metaboran sodu	nie należy używać	dioksoboran monosodu
$Na_2B_4O_7$	piroboran sodu	nie należy używać	heptaoksoetaboran sodu
Na_2SiO_3	metakrzemian sodu	nie należy używać	trioksokrzemian disodu
Na_4SiO_4	ortokrzemian sodu	nie należy używać	tetraoksokrzemian tetrasodu
$KMnO_4$	nadmanganian potasu	tetraoksomanganian(VII) potasu	tetraoksomanganian monopotasu
K_2MnO_4	manganian potasu	[manganian(VI) potasu]	tetraoksomanganian dipotasu
$CuCl$	chlorek miedziawy	chlorek miedzi(I)	monochlorek monomiedzi
$CuCl_2$	chlorek miedziowy	chlorek miedzi(II)	dichlorek miedzi
CaF_2	fluorek wapnia	fluorek wapnia	fluorek wapnia
$LiBr$	bromek litu	bromek litu	bromek litu
BeI_2	jodek berylu	jodek berylu	jodek berylu
Hg_2S	siarczek rtęciawy	siarczek rtęci(I)	siarczek dirtęci
HgS	siarczek rtęciowy	siarczek rtęci(II)	siarczek monortęci
K_2CrO_4	chromian potasu	[chromian(VI) potasu]	tetraoksochromian dipotasu
$K_2Cr_2O_7$	dwuchromian potasu	heptaoksochromian(VI) potasu	heptaoksochromian dipotasu
$K_4[Fe(CN)_6]$	żelazocyjanek potasu	heksacyjanożelazian(II) potasu	heksacyjanożelazian tetrapotasu
$K_3[Fe(CN)_6]$	żelazicyjanek potasu	heksacyjanożelazian(III) potasu	heksacyjanożelazian tripotasu
$KMgF_3$	—	fluorek magnezu potasu	trifluorek magnezu potasu
$Fe(OH)SO_4$	—	siarczan wodorotlenek żelaza(III)	tetraoksosiarczan wodorotlenek żelaza
$Ni_3(OH)_4CO_3$	—	węglan tetrawodorotlenek trinitku(II)	trioksowęglan tetrawodorotlenek trinitku
$Fe_4(OH)(PO_4)_3$	—	fosforan monowodorotlenek diżelaza(II) diżelaza(III)	tris(tetraoksofosforan) wodorotlenek tetrażelaza
$Cu_5(OH)_4(PO_4)_2$	—	fosforan tetrawodorotlenek pentamiedzi(II)	bis(tetraoksofosforan) tetrawodorotlenek pentamiedzi
$Al_4(OH)_8(Si_2O_5)_2$	—	pentaoksoaluminium oktawodorotlenek tetraglinu	bis(pentaoksoaluminium) oktawodorotlenek tetraglinu
$Al_2Ca(OH)_4(CO_3)_2$	—	węglan tetrawodorotlenek diglinu wapnia	bis(trioksowęglan) tetrawodorotlenek diglinu wapnia
$CuSO_4 \cdot 5H_2O$	siarczan miedzi pięciowodny	siarczan miedzi(II)–woda (1/5) lub pentahydrat siarczanu miedzi(II)	tetraoksosiarczan miedzi–woda (1/5) lub pentahydrat tetraoksosiarczanu miedzi

* Nazwa w ramce nie jest obecnie zalecana przez PTChem, ale jest powszechnie używana w handlu i w niektórych podręcznikach akademickich

** Nazwy sprzeczne z zaleceniami PTChem zapisano w nawiasach kwadratowych

System I – nomenklatura zwyczajowa. Pierwszy wyraz nazwy tworzy się z nazwy zwyczajowej kwasu, pod warunkiem, że zwyczajowa nazwa kwasu jest akceptowana (tabela III) lub jeżeli ignoruje się zalecenia. Nazwa siarczan sodu dla soli Na_2SO_4 jest poprawna, a dodawanie liczby Stocka [siarczan(VI) sodu] jest zbędne. Oczywiście nazwa soli Na_2SO_3 powinna zawierać liczbę Stocka: trioksosiarczan(IV) sodu, jeśli stosujemy się do zaleceń PTChem i nie używamy nazwy tradycyjnej: siarczyn sodu.

Nazwy wodorosoli tworzy się tak, jak nazwy soli obojętnych, z tym zastrzeżeniem, że do pierwszego wyrazu dodaje się przedrostek *wodoro-*. Jeżeli wodorosól zawiera więcej niż jeden atom wodoru, to dodaje się jeszcze przedrostek liczebnikowy, np. *diwodoro-*.

Na przykład:

K_2HPO_4 – wodorofosforan potasu,

KH_2PO_4 – diwodorofosforan potasu,

$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ – diwodorofosforan wapnia.

Hydrososole traktuje się jak sole złożone zawierające dwa rodzaje anionów, np. $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$ – chlorek wodorotlenek magnezu. Bardziej złożone przypadki wymagają użycia przedrostków, np.:

$\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ – węglan diwodorotlenek dimiedzi,

$\text{Cu}_5(\text{OH})_4(\text{PO}_4)_2$ – difosforan tetrawodorotlenek pentamiedzi.

Nazwy hydratów tworzy się przez połączenie nazw poszczególnych związków (zwykle soli i wody) długimi kreskami. Bezpośrednio po nazwie związków wskazuje się ich wzajemne proporcje za pomocą liczb, pisanych cyframi arabskimi, rozdzielonych ukośną kreską. Cały symbol liczbowy umieszcza się w nawiasach okrągłych i oddziela od nazwy związku spacją. Na przykład:

$3 \text{CdSO}_4 \cdot 8 \text{H}_2\text{O}$ siarczan kadmu—woda (3/8),

$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ węglan sodu—woda (1/10),

$\text{CaSO}_4 \cdot 1/2 \text{H}_2\text{O}$ wzór należy zapisać w postaci $2 \text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$

i nazwać: siarczan wapnia—woda (2/1),

$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot \text{K}_2\text{SO}_4 \cdot 24 \text{H}_2\text{O}$ siarczan glinu—siarczan

potasu—woda (1/1/24)

lub zapisać w postaci

$\text{AlK}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$ i nazwać: bis(tetraoksosiarczan) glinu potasu—woda (1/12).

Zwyczajowe nazwy hydratów ilustrują przykłady:

$\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ pentahydrat siarczanu miedzi,

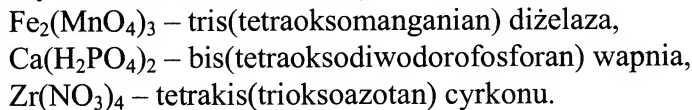
pięciowodny siarczan miedzi,

siarczan miedzi pięciowodny.

System II – nomenklatura systematyczna (z przedrostkami).

Liczbę atomów tlenu w anionie określa się przedrostkami *di-*, *tri-* itd. poprzedzającymi cząstkę *okso* (patrz tab. IV). Jeżeli nazwa oksojonu zawiera taki przedrostek, to

liczbę oksojonów we wzorze określa się przedrostkami *bis-*, *tris-*, *tetrakis-*, *pentakis-* itd., to znaczy dodaje się *kis* począwszy od *tetra*. Po takim przedrostku otwiera się nawias. Liczbę kationów też określa się przedrostkami (jak w tlenkach), np.:



System III – nomenklatura półsystematyczna (z liczbą Stocka). Pierwszy wyraz nazwy tworzy się z półsystematycznej nazwy kwasu (kolumna VI w tabeli III) lub nazwy skróconej (kolumna VII w tabeli III). Nazwy soli utworzone z nazwy skróconej kwasu są sprzeczne z zaleceniami PTChem, ale powszechnie stosowane w podręcznikach szkolnych i na egzaminach maturalnych.

Drugi wyraz nazwy można tworzyć trzema sposobami: 1) z liczby kationów określonej przedrostkiem odliczebnikowym, tak jak w nomenklaturze systematycznej, np. *di-miedzi*, 2) z nazwy kationu zawierającej liczbę Stocka, np. *miedzi(II)*, 3) z nazwy kationu zawierającej ładunek, np. *miedzi(2+)*.

Dwie możliwości tworzenia pierwszego wyrazu nazwy soli i trzy możliwości tworzenia wyrazu drugiego dają łącznie 6 rodzajów nazw półsystematycznych. Wszystkie pojawiają się w literaturze, tworząc, łącznie z nazwami zwyczajowymi i systematycznymi, śmietnik nomenklaturowy odzwierciedlony w tabeli IV.

6. Kationy i aniony

Nazwy kationów tworzy się przez dodanie ładunku lub wartościowości (ściślej – stopnia utlenienia) po nazwie pierwiastka, w nawiasie. Przed tą nazwą dodaje się wyraz „jon” lub „kation”. Informacje w nawiasie można pominąć, jeżeli pierwiastek tworzy tylko jeden rodzaj kationów (litowce, berylowce, glin, cynk i inne) (patrz tabela V).

Nazwy anionów prostych (jednojądrowych), tworzy się z nazwy pierwiastka dodając zakończenie *-ek* (np. tlen → tlenek). Reguła ta ma wyjątki, czasem trzeba zmodyfikować nazwę (np. siarka → siarczek). Nazwy oksoanionów tworzy się od nazwy odpowiedniej soli (lub analogicznego związku jonowego) w formie przymiotnika z zakończeniem *-owy* (patrz tabela V).

Niektóre jony mają również nazwy własne (np. H^+ , H^- , OH^- , H_3O^+).

Tabela V. Przykłady nazw jonów

Kation	Nazwa	Anion	Nazwa
Fe^{2+}	jon żelaza(2+), kation żelaza(II)	Cl^-	chlorek, anion chlorkowy
Fe^{3+}	jon żelaza(3+), kation żelaza(III)	S^{2-}	siarczek, anion siarczkowy
Na^+	jon sodu kation sodu	H^-	wodorek, anion wodorokowy
H^+	hydron (nie: proton, jak dawniej), jon wodoru (1+) kation wodoru(I)	O^{2-}	tlenek, anion tlenkowy
$^1\text{H}^+$	proton, kation wodoru-1	OH^-	wodorotlenek, anion wodorotlen- kowy (nie: wodorotlenowy, nie: hydroksylowy; OH jako rodnik lub grupa to hydroksyl, a jako ligand to -hydrokso-, np. $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$ tetrahydroksocynkan(2-))
$^2\text{H}^+$	deuteron, kation wodoru-2	NO_3^-	azotan, anion azotanowy
Hg^{2+}	jon rtęci(2+), kation rtęci(II)	HCO_3^-	wodorowęglan, anion wodorowęglanowy
$(\text{Hg}_2)^{2+}$ to jest jon kompleksowy złożony z atomu rtęci i kationu Hg^{2+}	jon dirtęci(2+), lub kation dirtęci(I)	HPO_4^{2-}	wodorofosforan(2-), anion wodorofosforanowy(2-)
NH_4^+	jon amonowy, kation amonu	H_2PO_4^-	diwodorofosforan(1-), anion diwodorofosforanowy(1-)
H_3O^+	jon oksoniowy, oksonium	CN^-	cyjanek, anion cyjankowy

Rozdział 1.

Przekazywanie informacji chemicznych

1.1. Skład substancji przedstawiany wzorami sumarycznymi

1.1. Odczytać, co oznaczają następujące symbole i wzory:

- a) Cu, 3 Cu, S, 2 S, 2 H, 7 Fe, Hg, 2 O,
- b) H₂O, 5 H₂O, 2 FeS, FeO, 4 CuS, 3 Fe₂O₃, 10 SO₂,
- c) Fe, FeS, 2 FeO, 3 S, 5 H, 5 H₂O, Zn, 4 O,
- d) O₂, 3 O₂, 2 O, 5 H₂, 5 H, 2 N₂, 2 O₂, 2 N,
- e) 3 H, 2 H₂O, 3 H₂, 4 S, 2 SO₂, 2 O₂, 3 FeO, 3 O, 3 Fe,
- * f) 4 P, P₄, 4 P₄, S, S₈, 3 S₈, B₁₂.

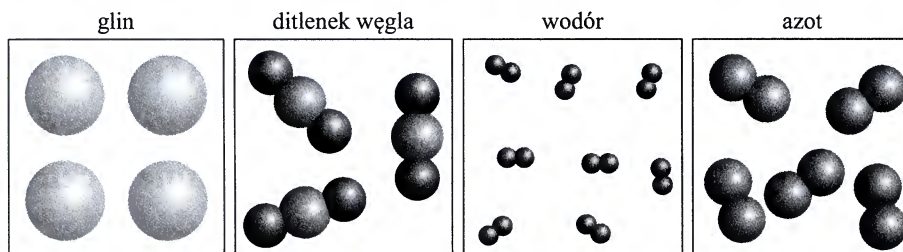
1.2. Jak oznacza się za pomocą symboli i wzorów chemicznych:

- a) atom żelaza, dwa atomy żelaza, atom siarki, trzy atomy siarki, dwa atomy tlenu,
- b) jedną cząsteczkę wody, trzy cząsteczki wody, dwa atomy wodoru, sześć cząsteczek metanu,
- c) atom miedzi, cztery atomy miedzi, trzy cząsteczki amoniaku, dwanaście atomów tlenu,
- d) cząsteczkę tlenu, dwie cząsteczki tlenu, dwa atomy tlenu, atom wodoru, cztery atomy wodoru, trzy cząsteczki wodoru,
- * e) czteroatomową cząsteczkę arsenu, dwie trójatomowe cząsteczki tlenu (ozonu), pięć ośmioatomowych cząsteczek siarki?

1.3. Jak oznacza się za pomocą wzorów chemicznych najmniejszą ilość:

- a) tlenku, w którym na dwa atomy manganu przypada siedem atomów tlenu,
- b) wodorotlenku, w którym na jeden atom żelaza przypadają trzy atomy wodoru i trzy atomy tlenu,
- c) kwasu, w którym na jeden atom arsenu przypadają cztery atomy tlenu i trzy atomy wodoru,
- d) soli, w której na trzy atomy wapnia przypadają dwie reszty kwasowe zbudowane z atomu fosforu i czterech atomów tlenu,
- * e) heksahydratu soli, w której na jeden atom wapnia przypadają dwa atomy chloru,
- ** f) soli kompleksowej, w której rdzeniem jest dwudodatni kation żelaza otoczony sześcioma jednoujemnymi anionami cyjankowymi (utworzonymi z jednego atomu węgla i jednego atomu azotu), a ładunek kompleksowego anionu jest kompensowany jednododatnimi kationami potasu?

1.4. Ułożyć zapisy chemiczne określające liczbę drobin w każdym zbiorze:



1.5. Które z podanych niżej wyrażeń nie mają sensu chemicznego: atom żelaza, atom siarki, cząsteczka wody, atom wody, pół atomu tlenu, cząsteczka metanu, pół cząsteczki amoniaku, atom etanu?

1.6. Ile atomów poszczególnych pierwiastków znajduje się w podanej liczbie cząsteczek:

- a) $3 \text{H}_2\text{O}$, 2CO_2 , $4 \text{N}_2\text{O}_3$, $5 \text{P}_2\text{O}_5$,
b) 4NH_3 , $5 \text{H}_2\text{S}$, $2 \text{Fe}_2\text{O}_3$, $3 \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$?

1.7. Obliczyć łączną liczbę atomów w cząsteczkach następujących związków:

- a) H_2O , Fe_2O_3 , CO_2 , Mn_2O_7 , N_2O_5 , H_2SO_4 ,
* b) $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, NH_4HCO_3 .

1.8. Obliczyć, gdzie jest więcej atomów:

- a) w pięciu cząsteczkach tlenku siarki SO_2 , czy w czterech cząsteczkach metanu CH_4 ,
b) w trzech cząsteczkach tlenku boru B_2O_3 , czy w dwóch cząsteczkach tlenku azotu N_2O_5 .

1.9. Uporządkować podane ilości substancji zgodnie ze wzrastającą liczbą atomów:
 $4 \text{H}_2\text{O}$, 2CO_2 , $3 \text{Cu}_2\text{S}$, $2 \text{Al}_2\text{O}_3$, 4O_2 , 2MgO .

1.10. Odpowiedzieć na pytania:

- a) w ilu cząsteczkach tlenku CO jest tyle samo atomów tlenu, co w czterech cząsteczkach tlenku N_2O_3 ,
b) w ilu cząsteczkach wody jest tyle samo atomów wodoru, co w dwóch cząsteczkach metanu (CH_4)?

1.11. Ustalić wzory sumaryczne związków chemicznych składających się z niżej podanych pierwiastków (w nawiasie podano wartościowość pierwiastka w związku):

- a) Fe(III) i O(II), S(IV) i O(II), S(VI) i O(II),
b) Ag(I) i O(II), Sn(IV) i Cl(I), Mn(VII) i O(II),
c) Cu(II) i S(II), P(V) i O(II), Os(VIII) i O(II).

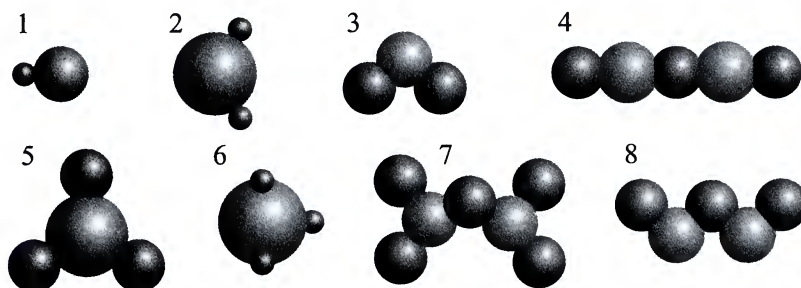
1.12. Ustalić wzory sumaryczne związków chemicznych składających się z podanych niżej pierwiastków (w nawiasie podano wartościowość pierwiastka w związku):

- | | | |
|---------------------|-------------------|------------------|
| a) N(V) i O(II), | Mg(II) i Si(IV), | Cr(VI) i O(II), |
| b) Cu(II) i S(II), | Al(III) i P(III), | C(IV) i Cl(I), |
| c) Al(III) i C(IV), | Cl(VII) i O(II), | Zn(II) i P(III). |

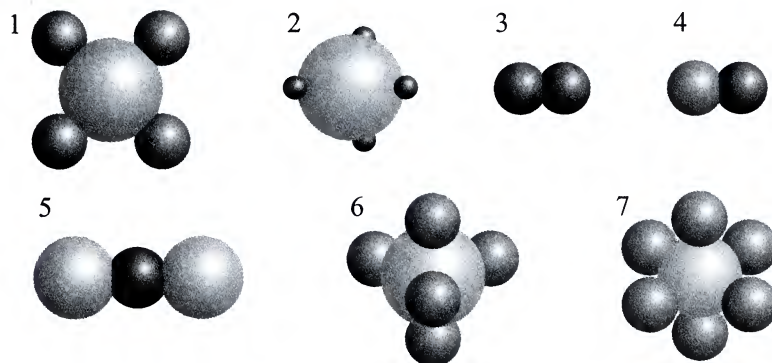
1.13. Ustalić wzory sumaryczne związków chemicznych składających się z podanych niżej pierwiastków (w nawiasie podano wartościowość pierwiastka w związku):

- | | | |
|--------------------|------------------|----------------|
| a) Na(I) i O(II), | P(V) i Cl(I), | P(V) i S(II), |
| b) N(III) i H(I), | Ca(II) i P(III), | S(VI) i O(II), |
| c) Fe(II) i S(II), | Si(IV) i O(II), | Ni(II) i P(V). |

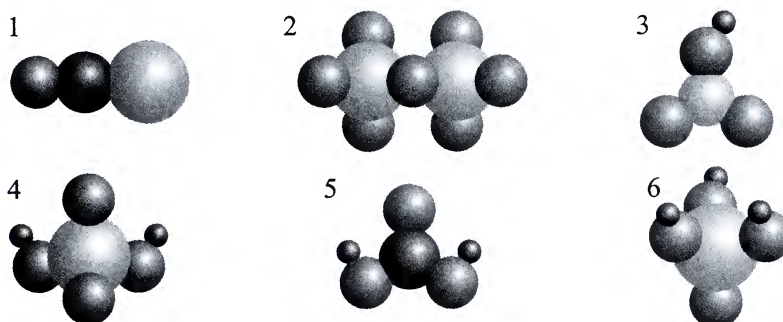
1.14. Określić skład cząsteczek, przedstawionych na rysunku, za pomocą zapisów typu: AB, AB₂, A₂B₃ itp.



1.15. Określić skład cząsteczek, przedstawionych na rysunku, za pomocą zapisów typu: A₂, AB, AB₂ itp.



1.16. Określić skład cząsteczek, przedstawionych na rysunku, za pomocą zapisów typu: AB₂, ABC, ABC₂ itp.



1.17. Podać przykłady wzorów cząsteczek typu:

a) AB, AB₂, AB₃, A₂B₃,

*b) A₂, A₂B₅, A₂B₇, AB₄.

1.18. Stosując symbolikę z poprzedniego zadania, określić typ cząsteczek:

a) SiO₂, H₂S, Al₂O₃, NaCl, PH₃, Al₄C₃, P₂O₅,

*b) N₂, P₄, PCl₅, SF₆, COS, H₂SO₄, H₂O₂.

****1.19.** W podanej parze pierwiastków wskazać ten, który należy zapisać na pierwszym miejscu we wzorze chemicznym: a) Br i Cr; b) B i Br; c) N i P; d) Sc i Se; e) Cl i C; f) Cl i F.

***1.20.** Czy podane wzory przedstawiają różne związki, czy ten sam związek?

a) H₂O i H₂O₂, b) H₂O i OH₂, c) C₂H₂ i C₆H₆, d) NO₂ i N₂O₄.

1.21. W celu ustalenia wzoru sumarycznego tlenku żelaza przeprowadzono odpowiednie doświadczenie i stwierdzono, że w tlenku tym stosunek liczby atomów żelaza do liczby atomów tlenu wynosi 1 : 1,5. Ustalić wzór sumaryczny.

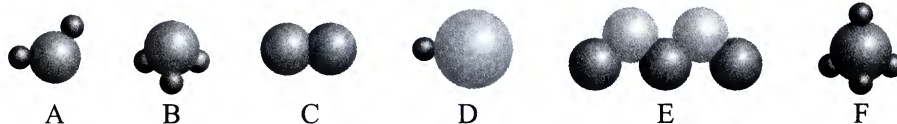
***1.22.** W związku chemicznym Na_xS_yO_z stosunek $x : y = 1 : 1$, a $x : z = 2 : 3$. Ustalić wzór sumaryczny.

***1.23.** W związku chemicznym Al_xSi_yO_z stosunek $x : z = 1 : 2,5$, a $x : y = 2 : 1$. Ustalić wzór sumaryczny.

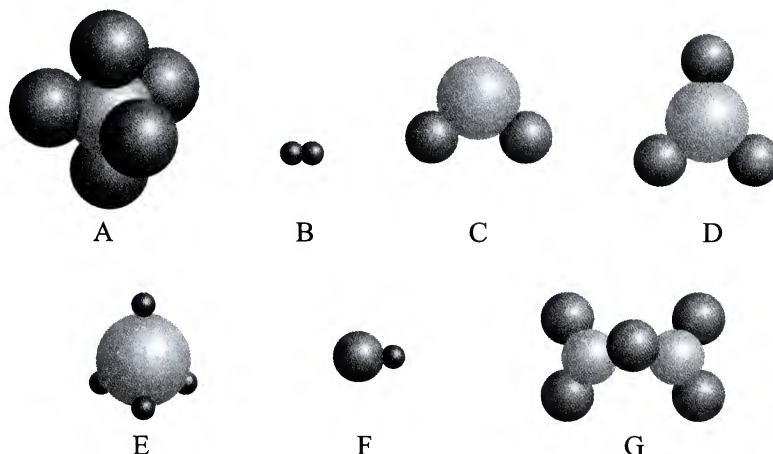
****1.24.** W celu ustalenia wzoru sumarycznego pewnego związku, składającego się z dwóch pierwiastków, przeprowadzono dwa doświadczenia. W pierwszym stwierdzono, że stosunek liczby atomów jednego pierwiastka do liczby atomów drugiego wynosi 1 : 2,75. Drugie doświadczenie wykazało, że całkowita liczba atomów w cząsteczce jest mniejsza od 14. Udowodnić, że wyniki tych doświadczeń są sprzeczne i co najmniej w jednym popełniono błąd.

1.2. Budowa substancji przedstawiana wzorami strukturalnymi

1.25. Na rysunku przedstawiono modele przestrzenne cząsteczek: H₂O, NH₃, HCl, N₂O₃, O₂, CH₄. Wymiary kul przedstawiających poszczególne atomy są proporcjonalne do średnicy prawdziwych atomów. Kształt tych modeli ilustruje rzeczywisty kształt cząsteczek. Narysować wzory strukturalne wymienionych wyżej cząsteczek, a następnie odszukać na rysunku model każdej z nich.



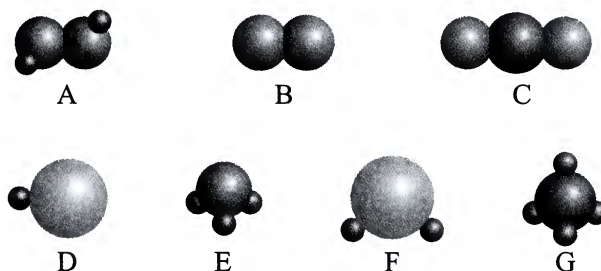
1.26. Na rysunku przedstawiono modele przestrzenne cząsteczek: SO_2 , SO_3 , H_2 , SiH_4 , HF , N_2O_5 , PCl_5 . Narysować wzory strukturalne tych cząsteczek, a następnie odszukać na rysunku model każdej z nich.



1.27. Narysować wzory strukturalne cząsteczek związków chemicznych składających się z następujących pierwiastków (w nawiasie podano wartościowość pierwiastka w związku):

- | | | |
|--------------------|-----------------|------------------|
| a) H(I) i Br(I), | C(IV) i S(II), | P(V) i O(II), |
| b) H(I) i S(II), | P(III) i Cl(I), | Br(IV) i O(II), |
| c) N(II) i O(II), | Se(VI) i O(II), | S(VI) i F(I), |
| d) N(III) i O(II), | C(IV) i Cl(I), | Cl(VII) i O(II). |

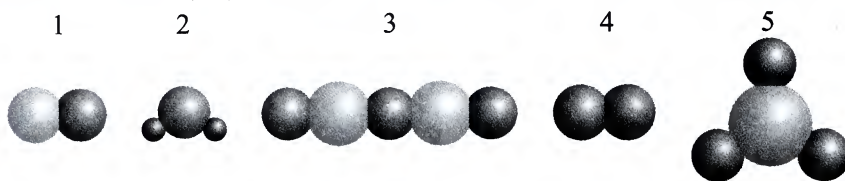
1.28. Na rysunku przedstawiono modele przestrzenne cząsteczek: CO_2 , H_2O_2 , H_2S , N_2 , HCl , CH_4 , NH_3 . Narysować wzory strukturalne tych cząsteczek, a następnie odszukać na rysunku model każdej z nich.



1.29. Narysować wzory strukturalne cząsteczek związków chemicznych składających się z następujących pierwiastków (w nawiasie podano wartościowość pierwiastka w związku):

- | | | |
|---------------------|-----------------|-------------------|
| a) C(II) i O(II), | N(III) i Br(I), | P(III) i O(II), |
| b) O(II) i F(I), | C(IV) i Br(I), | N(V) i O(II), |
| c) N(IV) i O(II), | Te(IV) i O(II), | P(V) i Cl(I), |
| d) B(III) i P(III), | Te(VI) i O(II), | Os(VIII) i O(II). |

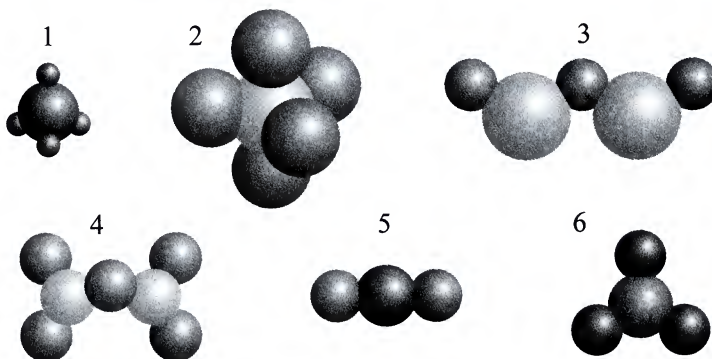
1.30. Na rysunku przedstawiono modele przestrzenne cząsteczek: wody (H_2O), tlenku B_2O_3 , tlenku NO , azotu (N_2) i tlenku SO_3 . Który model przedstawia daną cząsteczkę?



1.31. Narysować wzory strukturalne cząsteczek związków chemicznych składających się z następujących pierwiastków (w nawiasie podano wartościowość pierwiastka w związku):

- | | | | | | |
|-----------|----------|--------|-----------|----------|-----------|
| a) Br(I) | i Cl(I), | B(III) | i N(III), | Ru(VIII) | i O(II), |
| b) Br(I) | i O(II), | U(VI) | i F(I), | I(VII) | i F(I), |
| c) Se(IV) | i O(II), | B(III) | i O(II), | Al(III) | i C(IV), |
| d) P(V) | i S(II), | Br(V) | i F(I), | P(V) | i N(III). |

1.32. Na rysunku przedstawiono modele przestrzenne cząsteczek: CO_2 , BF_3 , CH_4 , P_2O_3 , PCl_5 i N_2O_5 . Narysować wzory strukturalne tych cząsteczek i podać, który model przedstawia daną cząsteczkę.



1.33. W zbiorze trzech pierwiastków: magnezu, chloru i azotu, każdy pierwiastek tworzy związek chemiczny z pozostałymi. W związkach tych magnez jest dwuwartościowy, chlor – jednowartościowy, a azot – trójwartościowy. Ułożyć wzory sumaryczne i narysować wzory strukturalne tych związków.

1.34. W zbiorze czterech pierwiastków: glinu, węgla, siarki i chloru, każdy pierwiastek tworzy związek chemiczny z pozostałymi. W związkach tych glin jest trójwartościowy, węgiel – czterowartościowy, siarka – dwuwartościowa, a chlor – jednowartościowy. Ułożyć wzory sumaryczne i narysować wzory strukturalne tych związków.

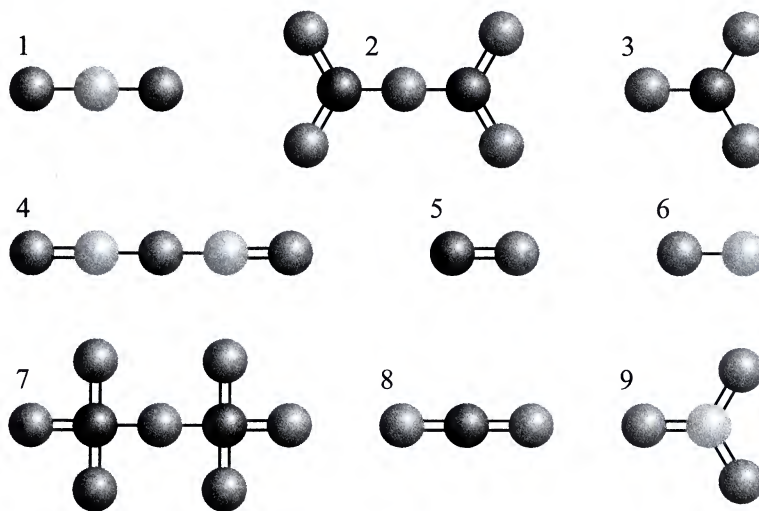
1.35. Obliczyć wartościowość pierwiastków w następujących chlorkach (chlor jest jednowartościowy): CuCl , PbCl_4 , FeCl_3 , CuCl_2 , PCl_5 .

1.36. Obliczyć wartościowość pierwiastków w następujących tlenkach, pamiętając, że tlen jest zawsze dwuwartościowy: Fe_2O_3 , K_2O , CuO , Al_2O_3 , PbO_2 , P_2O_5 , H_2O , Mn_2O_7 , SO_3 , CO_2 , Na_2O .

1.37. Obliczyć wartościowość pierwiastków w następujących związkach, wiedząc, że wodór jest jednowartościowy, tlen – dwuwartościowy, a węgiel – czterowartościowy:

- a) Na_2O , CuO , Al_2O_3 , NH_3 , Al_4C_3 , SO_2 , SO_3 , P_2O_5 , Mn_2O_7 , OsO_4 , K_2O ,
 b) FeO , CS_2 , Ag_2O , CaH_2 , Fe_2O_3 , Al_4C_3 , N_2O_5 , CrO_3 , Cl_2O_7 , RuO_4 , MnO_2 , Cu_2O ,
 c) Al_2O_3 , AsH_3 , NO_2 , Li_2O , CuO , N_2O_5 , ClO_3 , Mn_2O_7 , Ga_4C_3 , PbO_2 , Na_2O , H_2S .

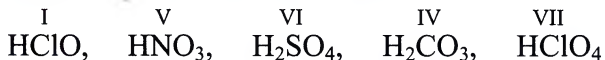
1.38. Na rysunku przedstawiono w umowny sposób wzory strukturalne: PH_3 , SO_3 , B_2O_3 , HBr , CO_2 , H_2S , Cl_2O_7 , NO i N_2O_5 . Przypisać poszczególnym cząsteczkom odpowiednią strukturę.



1.39. Narysować wzory strukturalne tlenków:

- * a) Fe_3O_4 [jeden atom Fe(II), dwa atomy Fe(III)],
 ** b) Pb_3O_4 [dwa atomy Pb(II), jeden atom Pb(IV)],
 ** c) U_3O_8 [dwa atomy U(V), jeden atom U(VI)],
 ** d) U_4O_9 [dwa atomy U(IV), dwa atomy U(V)].

* **1.40.** Narysować wzory strukturalne podanych związków (cyfry rzymskie nad symbolami oznaczają wartościowość):



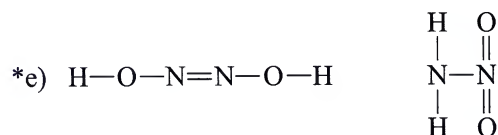
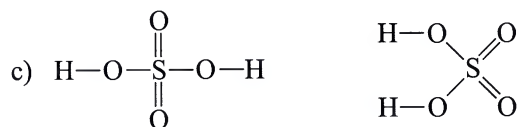
** **1.41.** Podać ogólną regułę obliczenia wartościowości pierwiastka A w związku A_nB_m , jeżeli znane są indeksy stechiometryczne n i m oraz wartościowość W_B pierwiastka B.

1.42. Czy podane wzory podlegają krzyżowej regule wartościowości?

- a) Ga_4C_3 [Ga(III), C(IV)],
 b) BaO_2 [Ba(II)],
 c) RuO_4 [Ru(VIII)],
 *d) Fe_3O_4 [Fe(II) lub (III)],
 e) Na_2S_2 [Na(I), S(II)],
 *f) Pb_3O_4 [Pb(II) lub (IV)].

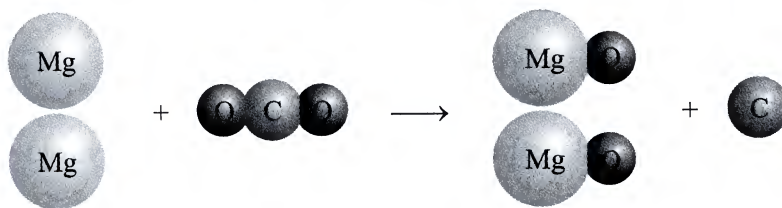
1.43. Korzystając z maksymalnych wartościowości pierwiastków podanych w nawiasie (poza tlenem i wodorem) ustalić, które z niżej podanych związków nie istnieją: $N_2O_7(V)$, $PH_3(V)$, $AlH_4(III)$, $PbO_2(IV)$, $C_2O_5(IV)$, $KO(I)$, $Br_2O_5(VII)$.

1.44. Czy podane wzory przedstawiają ten sam związek, czy różne związki?

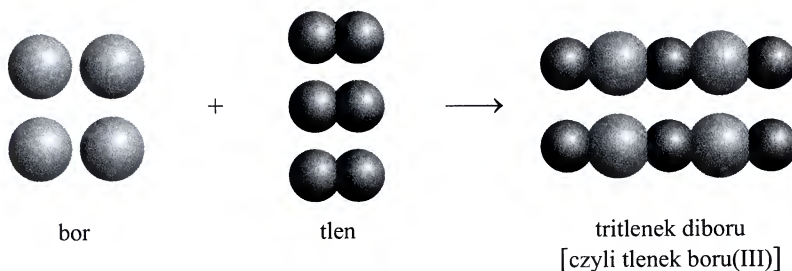


1.3. Przemiany substancji przedstawiane równaniami lub schematami reakcji

1.45. Ułożyć równanie chemiczne reakcji na podstawie schematu modelowego:



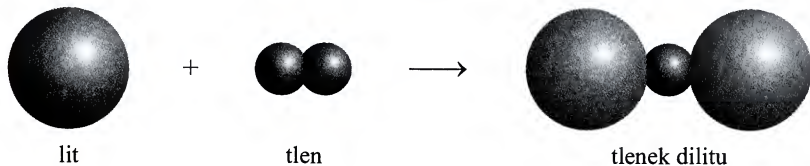
1.46. Ułożyć równanie chemiczne reakcji na podstawie schematu modelowego:



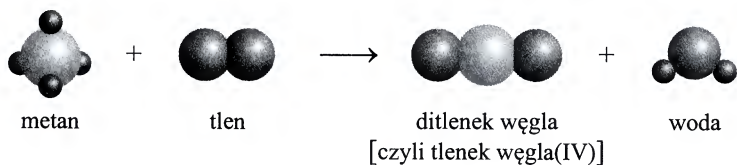
1.47. Ułóż równanie chemiczne dla następującej przemiany:



1.48. Ułóż równanie chemiczne dla następującej przemiany:



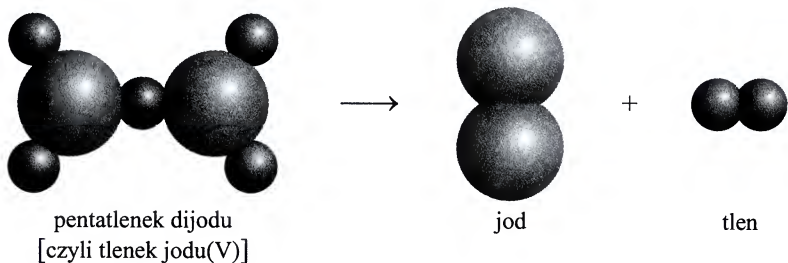
1.49. Ułóż równanie chemiczne dla następującej przemiany:



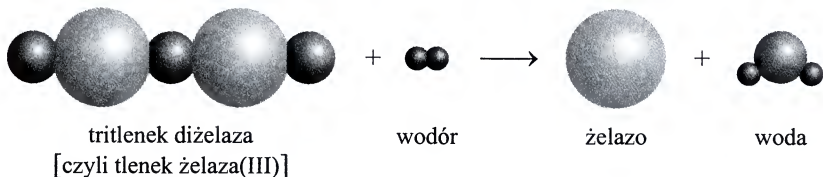
1.50. Ułóż równanie chemiczne dla następującej przemiany:



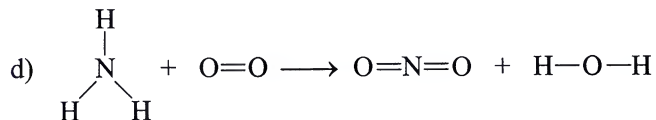
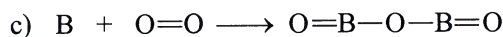
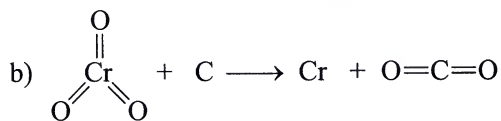
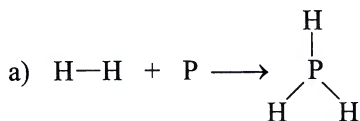
1.51. Ułóż równanie chemiczne dla następującej przemiany:



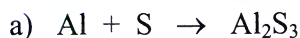
1.52. Ułóż równanie chemiczne dla następującej przemiany:



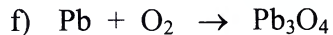
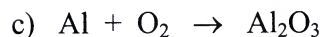
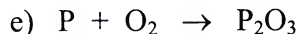
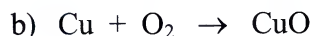
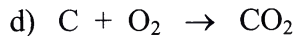
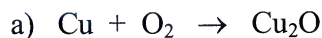
1.53. Ułożyć równania reakcji na podstawie informacji o strukturze reagentów:



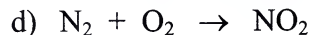
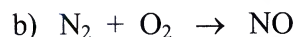
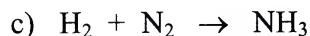
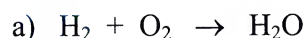
1.54. Dobrać współczynniki (uzgodnić strony równania) w podanych przykładach:



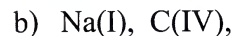
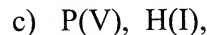
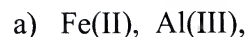
1.55. Dobrać współczynniki (uzgodnić strony równania) w podanych przykładach:



1.56. Dobrać współczynniki (uzgodnić strony równania) w podanych przykładach:



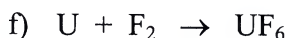
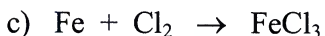
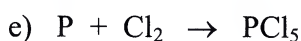
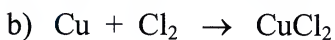
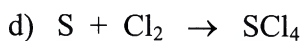
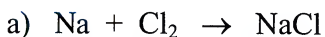
1.57. Ułożyć równania reakcji spalania w tlenie następujących pierwiastków (rzymskie cyfry w nawiasach oznaczają wartościowość pierwiastka w tlenku):



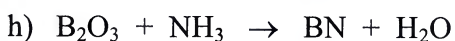
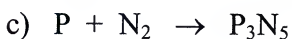
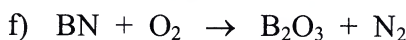
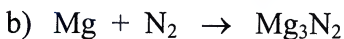
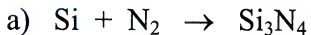
1.58. Ułożyć równania następujących reakcji:

- 1) spalanie magnezu w tlenie, prowadzące do powstania tlenku MgO,
- 2) powstawanie siarczku Al_2S_3 z glinu i siarki,
- 3) łączenie się sodu z chlorem prowadzące do powstania chlorku NaCl,
- 4) redukcja tlenku PbO_2 wodorem,
- 5) spalanie etanu (C_2H_6) prowadzące do powstania tlenku CO_2 i wody,
- 6) redukcja tlenku Cr_2O_3 węglem z utworzeniem tlenku CO.

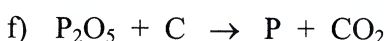
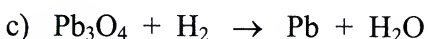
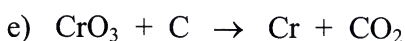
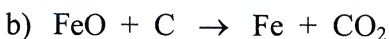
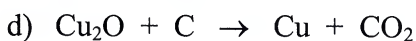
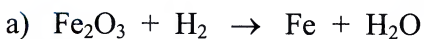
1.59. Dobrać współczynniki (uzgodnić strony równania) w podanych przykładach:



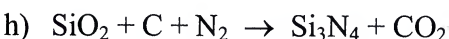
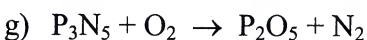
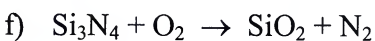
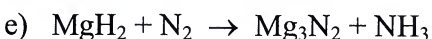
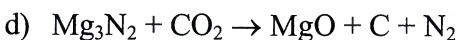
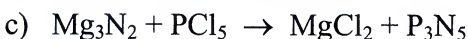
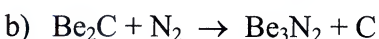
* **1.60.** Dobrać współczynniki (uzgodnić strony równania) w podanych przykładach:



1.61. Dobrać współczynniki (uzgodnić strony równania) w podanych przykładach:



* **1.62.** Dobrać współczynniki (uzgodnić strony równania) w podanych przykładach:



1.63. Ułożyć równania chemiczne niżej podanych przemian:

1) miedź + siarka \rightarrow siarczek dimiedzi,

2) glin + tlen \rightarrow tritlenek diglinu,

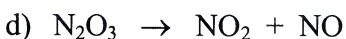
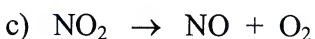
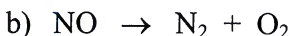
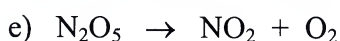
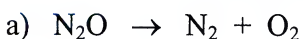
3) wodór + tlen \rightarrow woda,

4) tlenek rtęci \rightarrow rtęć + tlen,

5) tritlenek diżelaza + wodór \rightarrow żelazo + woda,

6) tlenek cynku + węgiel \rightarrow cynk + ditlenek węgla.

* **1.64.** Dobrać współczynniki (uzgodnić strony równania) w podanych przykładach:



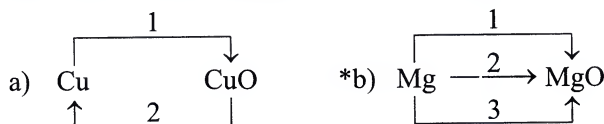
**** 1.65.** Dobrać współczynniki (uzgodnić strony równania) w podanych przykładach:

- a) $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$ d) $\text{N}_2\text{O} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 b) $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ e) $\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 c) $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ f) $\text{NO}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$

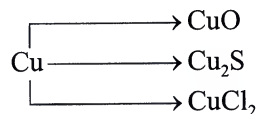
1.66. Obliczyć wartości indeksów stechiometrycznych (x, y, z) w równaniach:

- a) $2 \text{C}_x\text{H}_y + 7 \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{CO} + 6 \text{H}_2\text{O}$
 b) $\text{P}_x + 6 \text{H}_y \rightarrow 4 \text{PH}_3$
 c) $2 \text{N}_x\text{O}_y + 4 \text{H}_z \rightarrow \text{N}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$
 d) $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z + 6 \text{O}_2 \rightarrow 6 \text{CO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$

1.67. Ułóż równania chemiczne następujących przemian:



1.68. Ułóż równania chemiczne następujących przemian:



1.69. Ułóż równania kolejnych reakcji, za pomocą których można dokonać następujących przemian:

- a) $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{Zn}$
 b) $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}_2\text{O} \rightarrow \text{Cu}$

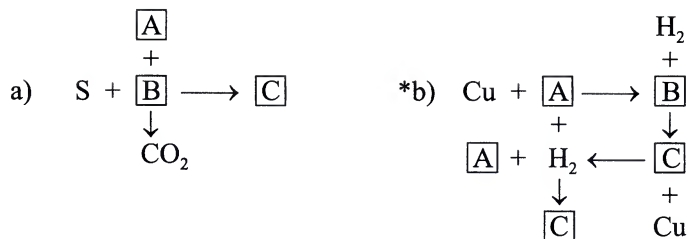
1.70. Uzupełnić równania i dobrać odpowiednie współczynniki:

- a) $? + \text{S} \rightarrow \text{Al}_2\text{S}_3$ e) $? + \text{CO}_2 \rightarrow \text{MgO} + \text{C}$
 b) $\text{N}_2\text{O} \rightarrow \text{N}_2 + ?$ f) $\text{FeO} + \text{C} \rightarrow ? + \text{CO}_2$
 c) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} \rightarrow ? + \text{CO}_2$ g) $\text{Fe} + ? \rightarrow \text{FeCl}_3$
 d) $\text{MnO}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{MnO} + ?$ h) $\text{PbO}_2 + ? \rightarrow \text{Pb} + \text{H}_2\text{O}$

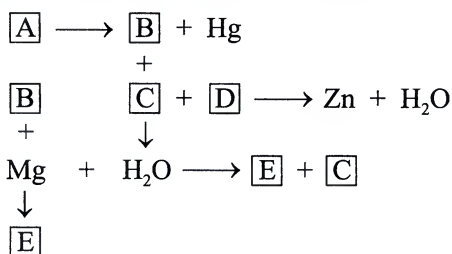
1.71. Dwie cząsteczki pewnego tlenku chromu reagują z trzema atomami węgla, w wyniku czego powstają dwa atomy chromu oraz trzy cząsteczki ditlenku węgla. Ustalić wzór tlenku chromu.

1.72. Sześć cząsteczek pewnego tlenku azotu reaguje z ośmioma cząsteczkami amoniaku, w wyniku czego powstaje siedem cząsteczek azotu oraz dwanaście cząsteczek wody. Ustalić wzór tlenku azotu.

1.73. Ustalić wzory substancji oznaczonych literami w kwadratach, a następnie ułóż równania reakcji przedstawionych na schematach:



*1.74. Ustalić wzory substancji oznaczonych literami w kwadratach, a następnie ułożyć równania wszystkich reakcji przedstawionych na schemacie:



1.75. W których równaniach poprawnie dobrano współczynniki stechiometryczne?

- 1) $2 \text{C}_2\text{H}_6 + 6 \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{CO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$
- 2) $2 \text{C}_2\text{H}_6 + 7 \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{CO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$
- 3) $2 \text{NO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{N}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- 4) $2 \text{NO} + 2 \text{H}_2 \rightarrow \text{N}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$

1.76. Podzielić podane niżej reakcje na reakcje: syntezy, rozkładu, wymiany pojedynczej, wymiany podwójnej.

- 1) $2 \text{KClO}_3 \rightarrow 2 \text{KCl} + 3 \text{O}_2$
- 2) $2 \text{Al} + 3 \text{S} \rightarrow \text{Al}_2\text{S}_3$
- 3) $\text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$
- 4) $\text{NH}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4\text{HCO}_3$
- 5) $2 \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{C} \rightarrow 4 \text{Fe} + 3 \text{CO}_2$
- 6) $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl} + \text{NaNO}_3$
- 7) $\text{FeO} + \text{C} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}$
- 8) $2 \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$

1.77. Ułożyć równania reakcji wodoru z:

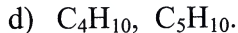
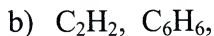
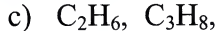
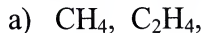
- 1) chlorem (produktem reakcji jest chlorowódor HCl),
- 2) azotem (produktem reakcji jest amoniak NH_3),
- 3) siarką (produktem reakcji jest siarkowódor H_2S),
- 4) węglem (produktem reakcji jest metan CH_4),
- 5) sodem (produktem reakcji jest wodorek sodu NaH),
- 6) wapniem (produktem reakcji jest diwodorek wapnia CaH_2).

1.78. Podczas ogrzewania glinu z tlenkiem Fe_2O_3 powstaje tlenek Al_2O_3 i żelazo. Ułożyć równanie reakcji.

* **1.79.** Podczas spalania związków organicznych powstaje ditlenek węgla i woda, np.



Ułożyć równania reakcji spalania następujących związków:



1.80. Ułożyć równanie reakcji termicznego rozkładu soli KMnO_4 . Produktami reakcji są: sól K_2MnO_4 , tlenek MnO_2 oraz tlen.

1.81. Ułożyć równanie reakcji termicznego rozkładu soli Bertholleta KClO_3 . Produktami reakcji są: chlorek KCl oraz tlen.

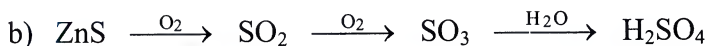
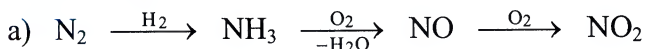
1.82. Podczas działania parą wodną na ogrzane do 650°C opiłki żelaza tworzy się tlenek żelaza(II) diżelaza(III) (Fe_3O_4) i wydziela się wodór. Ułożyć równanie chemiczne tej reakcji.

* **1.83.** Czterofosfor P_4 reaguje z parą wodną, przy czym tworzy się H_3PO_4 i wodór. Ułożyć równanie chemiczne tej reakcji.

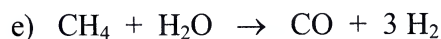
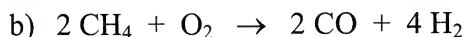
** **1.84.** Produktami utleniania siarczku PbS są dwa tlenki. Napisać równanie tej reakcji przy założeniu, że uczestniczy w niej 20 cząsteczek siarczku PbS i obliczyć, czy z ilości powstałego w niej ditlenku ołowiu (PbO_2) można w reakcji z wodorem wytworzyć 30 cząsteczek wody.

** **1.85.** Produktami reakcji utleniania siarczku FeS są dwa tlenki. Napisać równanie tej reakcji przy założeniu, że uczestniczy w niej 20 cząsteczek siarczku FeS i obliczyć, czy z ilości powstałego tritlenku diżelaza (Fe_2O_3) można w reakcji z węglem wytworzyć 10 cząsteczek CO_2 .

* **1.86.** Ułożyć równania chemiczne na podstawie podanych schematów reakcji:



* **1.87.** Zaproponować schematy reakcji dla następujących przemian:



- * **1.88.** Ułożyć ogólne równanie reakcji kwasu n -hydronowego (H_nR) z metalem: a) jedno-wartościowym, b) dwuwartościowym, c) trójwartościowym, d) czterowartościowym, przy założeniu, że powstaje sól i wodór.
- * **1.89.** Ułożyć ogólne równanie reakcji metalu n -wartościowego z wodą.
- ** **1.90.** Ułożyć ogólne równania redukcji tlenku metalu n -wartościowego za pomocą węgla, przy założeniu, że powstaje czysty metal i: 1) tlenek węgla (CO), 2) ditlenek węgla (CO₂). Uwzględnić parzystą i nieparzystą wartość n (np. MO _{n} dla n parzystego i M₂O _{n} dla n nieparzystego).
- ** **1.91.** Ułożyć ogólne równanie redukcji tlenku metalu za pomocą wodoru przy założeniu, że powstaje czysty metal. Uwzględnić parzystą i nieparzystą wartościowość metalu (patrz poprzednie zadanie).
- ** **1.92.** Podczas ogrzewania biszofitu (MgCl₂ · 6 H₂O) powstaje MgO, HCl i trzecia substancja. Ułożyć równanie tej reakcji.

1.4. Tablica Mendelejewa

1.93. Przepisać do zeszytu i uzupełnić tabelkę:

Numer grupy głównej układu okresowego	1	2	13	14	15	16	17
Maksymalna wartościowość	I						
Wartościowość względem wodoru i metali	I						
Ogólny wzór najwyższego tlenku E _{n} O _{m}	E ₂ O						
Ogólny wzór wodoroku EH _{n} lub H _{n} E	EH					H ₂ E	

1.94. Jakie powinny być wzory najwyższych tlenków: chloru, bizmutu, selenu, boru, cezu i cyny?

1.95. Ułożyć wzory sumaryczne: tellurowodoru, antymonowodoru, wodoroku berylu, astatowodoru, wodoroku germanu, wodoroku sodu, wodoroku talu.

1.96. Ułożyć wzory sumaryczne: fosforku wapnia, azotku magnezu, selenku glinu, tellurku sodu.

1.97. Ułożyć równania reakcji i podać nazwy produktów: a) wodorotlenku cezu z selenowodorem, b) tlenku strontu z ditlenkiem telluru, c) wodorotlenku rubidu z tritlenkiem selenu, d) galu z kwasem H₂SO₄, e) radu z jodem.

1.98. Który z pierwiastków jest bardziej reaktywny: siarka czy chlor, magnez czy glin, arsen czy selen, wapń czy potas, brom czy arsen, gal czy wapń?

1.99. Uszeregować, od najbardziej do najmniej reaktywnego, następujące metale: Mg, Sr, Na, Ga, Cs, Al.

1.100. Uwzględniając położenie w układzie okresowym, podzielić podane niżej pierwiastki na metale i niemetale: Rb, Se, Ra, At, Pb, Tl.

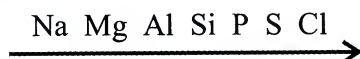
1.101. W których grupach układu okresowego może znajdować się pierwiastek tworzący tlenek EO_2 ?

1.102. W których grupach układu okresowego może znajdować się pierwiastek, którego wodorek zawiera w cząsteczce dwa atomy wodoru?

1.103. W której grupie układu okresowego znajduje się pierwiastek tworzący tlenek typu E_2O_5 i wodorek EH_3 ?

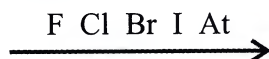
1.104. W której grupie leży pierwiastek E, jeżeli jego tlenek o najwyższej wartościowości w reakcji z wodą tworzy kwasy: a) H_2EO_4 , b) H_2EO_3 , c) HEO_4 , d) H_3EO_3 ?

1.105. Które z wymienionych niżej wielkości i właściwości rosną zgodnie z kierunkiem strzałki dla podanych pierwiastków:



masa atomowa, reaktywność, wartościowość maksymalna, numer grupy w układzie okresowym, wartościowość względem wodoru, liczba atomów w cząsteczce najwyższego tlenku?

1.106. Które z wymienionych niżej wielkości i właściwości maleją zgodnie z kierunkiem strzałki dla podanych pierwiastków:



liczba porządkowa, reaktywność, wartościowość względem tlenu, liczba atomów w cząsteczce wodoru, właściwości niemetaliczne?

1.107. Które twierdzenia są prawdziwe:

- 1) W szeregu pierwiastków uporządkowanych według rosnących mas atomowych co ósmy pierwiastek ma podobne właściwości fizyczne i chemiczne.
- 2) Na podstawie układu okresowego można przewidywać właściwości chemiczne i fizyczne nie tylko pierwiastków, ale i ich prostych związków.
- 3) Liczby pierwiastków w kolejnych okresach wynoszą: 2, 8, 8, 18, 18, 32 itd.
- 4) Maksymalna wartościowość pierwiastków drugiego okresu jest zgodna z numerem grupy.
- 5) Układ okresowy jest systemem klasyfikacyjnym pierwiastków opartym na prawie okresowości.

1.108. W każdym z podanych szeregów istnieje pewna prawidłowość. Odkryć te prawidłowości, a następnie dopisać do każdego szeregu po jednym, kolejnym członie:

- 1) Li, B, N, F, Na, Al, P,
- 2) Na_2O , SiO_2 , Cl_2O_7 , K_2O , GeO_2 ,

- 3) H_4SiO_4 , H_3PO_4 , H_2SO_4 ,
- 4) CsOH , $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Tl}(\text{OH})_3$,

1.109. W każdym z podanych niżej szeregów istnieje pewna prawidłowość (inna dla każdego szeregu). Odkryj te prawidłowości, a następnie dopisz cztery dalsze człony każdego z szeregów:

- a) Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl, K, Ca, Ga, Ge, As, Se, Br,
- b) B_2H_6 , NH_3 , HF, AlH_3 , PH_3 , HCl, GaH_3 ,

* **1.110.** Dopisać czwarty człón w szeregu i określić prawidłowość według której powstał:

- a) H, Be, Al,
- b) BI_3 , SiBr_4 , AsCl_5 ,

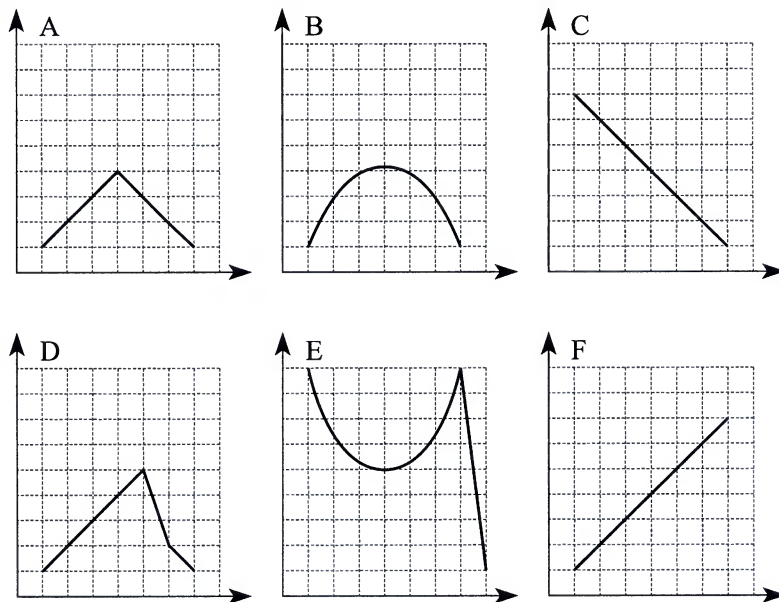
** **1.111.** Dopisać czwarty człón w szeregu i określić prawidłowość według której powstał:

- a) XeO_4 , PBr_3 , GeS_2 ,
- b) SAt_2 , As_2Te_3 , Sn_3As_4 ,

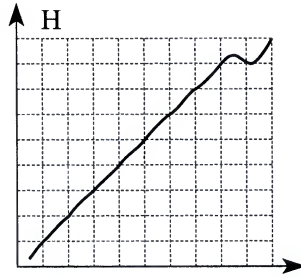
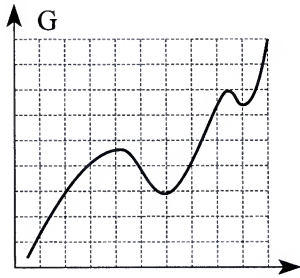
* **1.112.** Na wykresach pokazano między innymi następujące zależności:

- wartościowości względem wodoru od numeru grupy,
- maksymalnej wartościowości pierwiastków drugiego okresu od numeru grupy,
- masy atomowej od liczby porządkowej w zakresie od wodoru do skandu,
- reaktywności pierwiastka w okresie od numeru grupy.

Które wykresy odpowiadają podanym zależnościom?



cd.



* **1.113.** Czy można spodziewać się odkrycia nowych pierwiastków, które w układzie okresowym zajęłyby miejsca między wodorem i helmem?

Rozdział 2.

Podstawy stechiometrii

2.1. Masy atomów i cząsteczek

Przykład 2.1

Obliczyć masę cząsteczkową oraz bezwzględną masę cząsteczki B_2O_3 .

Analiza problemu

Masa cząsteczkowa substancji S [symbol $M_r(S)$] jest sumą mas atomowych wszystkich atomów składających się na cząsteczkę, lub – dla związków jonowych – na jednostkę formalną* tej substancji (patrz również aneks 6). Masę atomową pierwiastka E oznacza się symbolem $A_r(E)$. Jeżeli substancja S ma wzór B_2O_3 , to:

$$M_r(B_2O_3) = 2 A_r(B) + 3 A_r(O)$$

Wartości mas atomowych odszukuje się w odpowiednich tablicach, na przykład w tablicy Mendelejewa znajdującej się na wkładce dołączonej do „Zbioru...”. Jednostką masy atomowej (i cząsteczkowej) jest atomowa jednostka masy oznaczona symbolem u.

Bezwzględna masa cząsteczki $M_b(S)$ (podobnie jak bezwzględna masa atomu) jest to masa wyrażona w jednostkach układu SI – najczęściej w gramach. Zależność między jednostkami określa wzór:

$$1 \text{ g} \approx 6,02 \cdot 10^{23} \text{ u}$$

czyli

$$1 \text{ u} \approx \frac{1}{6,02 \cdot 10^{23}} \text{ g} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

Rozwiązanie

$$M_r(B_2O_3) = 2 \cdot 11 \text{ u} + 3 \cdot 16 \text{ u} = 70 \text{ u}$$

$$M_b(B_2O_3) = 70 \text{ u} = 70 \frac{1}{6,02 \cdot 10^{23}} \text{ g} = \frac{70}{6,02} \cdot 10^{-23} \text{ g} = 11,6 \cdot 10^{-23} \text{ g} = 1,16 \cdot 10^{-22} \text{ g}$$

Odpowiedź: Masa cząsteczkowa B_2O_3 wynosi 70 u, natomiast bezwzględna masa cząsteczki B_2O_3 wynosi $1,16 \cdot 10^{-22}$ g.

Przykład 2.2

Ile atomów jest w próbce miedzi o masie 3 g?

Rozwiązanie

Masa ciała ($m = 3$ g) zbudowanego z takich samych atomów jest równa iloczynowi masy jednego atomu (A_r) i liczby tych atomów (x):

$$m = A_r \cdot x \Rightarrow x = \frac{m}{A_r}$$

cd.

* Jednostka formalna – elektrobojętny zespół jonów odpowiadający wzorowi sumarycznemu. Na przykład: jednostka formalna chlorku sodu to zespół dwóch jonów Na^+ i Cl^- , odpowiadający wzorowi sumarycznemu NaCl; jednostka formalna siarczaniu glinu to zespół pięciu jonów, w tym dwóch kationów Al^{3+} i trzech anionów SO_4^{2-} , czyli $(Al^{3+})_2(SO_4^{2-})_3$, odpowiadający wzorowi sumarycznemu $Al_2(SO_4)_3$.

Masa atomowa miedzi $A_r = 64$ u, zatem

$$x = \frac{m}{A_r} = \frac{3 \text{ g}}{64 \text{ u}} = \frac{3 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ u}}{64 \text{ u}} = 0,282 \cdot 10^{23} = 2,82 \cdot 10^{22}$$

Odpowiedź: W próbce miedzi o masie 3 g jest $2,82 \cdot 10^{22}$ atomów.

Przykład 2.3

Obliczyć masę atomową pierwiastka, którego atom ma masę $10,6 \cdot 10^{-23}$ g

Rozwiązanie

Rozwiązanie zadania polega na zamianie jednostek:

$$x = 10,6 \cdot 10^{-23} \text{ g} = 10,6 \cdot 10^{-23} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ u} = 63,8 \text{ u} \approx 64 \text{ u}$$

Uwaga: $10^{-23} \cdot 10^{23} = 10^0 = 1$

Odpowiedź: Masa atomowa pierwiastka wynosi 64 u.

- 2.1.** Ile razy masa atomu tytanu jest większa od masy atomu węgla?
- 2.2.** Obliczyć masę cząsteczkową: 1) Na_2O , 2) SO_3 , 3) H_3PO_4 , 4) CuSO_4 , 5) $\text{Fe}(\text{OH})_3$, 6) $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.
- 2.3.** Obliczyć masę cząsteczkową: 1) CO_2 , 2) $\text{Ba}(\text{OH})_2$, 3) N_2 , 4) Fe_2S_3 , 5) H_2CO_3 , 6) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.
- 2.4.** Uporządkować podane substancje według rosnących wartości ich mas cząsteczkowych: amoniak, azot, metan, tlen.
- 2.5.** Który zbiór ma większą masę: siedem cząsteczek CO_2 czy 16 cząsteczek NH_3 ?
- 2.6.** Ustalić wzory następujących związków:
 - a) tlenku o masie cząsteczkowej 127 u, zawierającego pierwiastek sześciowartościowy,
 - b) wodoru o masie cząsteczkowej 34 u, zawierającego pierwiastek trójwartościowy,
 - c) siarczku o masie cząsteczkowej 150 u, zawierającego metal trójwartościowy.
- 2.7.** Ustalić wzór związku chemicznego, którego cząsteczka ma dwa atomy pierwiastka o łącznej masie 28 u oraz trzy atomy pierwiastka o łącznej masie 48 u.
- 2.8.** Masa cząsteczkowa ditlenku pewnego metalu wynosi 87 u. Tlenek ma skład typu AB_2 . Jaki to metal?
- 2.9.** Obliczyć, który z dwóch pierścionków o jednakowej masie zawiera większą liczbę atomów: złoty, czy platynowy.
- 2.10.** Obliczyć masę atomu ołowiu, w gramach.
- 2.11.** Obliczyć masę atomową pierwiastka, którego atom ma masę $5,32 \cdot 10^{-23}$ g.
- 2.12.** Obliczyć masę cząsteczki Al_2O_3 , w gramach.

**** 2.13.** Obliczyć masę cząsteczkową związku, wiedząc, że cząsteczka zawiera 9 atomów węgla, 13 atomów wodoru oraz $2,33 \cdot 10^{-23}$ g innych składników.

2.14. Obliczyć stosunek masowy pierwiastków w związkach: a) CO_2 , b) Fe_2S_3 , *c) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

2.15. Obliczyć wartości indeksów stechiometrycznych x :

- a) P_2O_x (masa cząsteczkowa 110 u),
- b) C_2H_x (masa cząsteczkowa 30 u),
- c) $\text{H}_4\text{P}_x\text{O}_7$ (masa cząsteczkowa 178 u).

2.16. Jakie pierwiastki zaznaczono symbolem E?

- a) EO_2 (masa cząsteczkowa 44 u),
- b) E_2S_3 (masa cząsteczkowa 208 u),
- c) H_2EO_4 (masa cząsteczkowa 98 u).

2.17. Z ilu atomów składa się cząsteczka boru, jeżeli jego masa cząsteczkowa wynosi 132 u?

**** 2.18.** Jaki warunek musi spełniać masa atomowa pierwiastka E, aby masa cząsteczkowa tlenku E_2O była:

- a) mniejsza od masy cząsteczkowej tlenku EO_2 ,
- b) większa od masy cząsteczkowej tlenku EO_2 ?

**** 2.19.** Jednowartościowy pierwiastek tworzy siarczek o masie cząsteczkowej 1,26 razy większej od masy cząsteczkowej jego tlenku. Jaki to pierwiastek?

2.2. Mol

Przykład 2.4

Ile atomów wodoru jest zawarte w pięciu molach metanu CH_4 ?

Analiza problemu

Mol jest jednostką liczności materii (ilości substancji) – wielkości fizycznej, która jest miarą ziarnistości materii. Liczność materii jest nazywana w potocznym języku chemików „liczbą moli”. Mol zawiera $6,02 \cdot 10^{23}$ (sześćset dwa miliardy bilionów) drobin, czyli atomów pierwiastka lub cząsteczek związku (ewentualnie innych cząstek chemicznych, np. jonów, rodników). Liczba drobin w molu jest nazywana liczbą Avogadra i oznaczana zwykle symbolem N_A . Mol ($6,02 \cdot 10^{23}$ sztuk) jest jednostką tego typu, co tuzin (12 sztuk) i dlatego rozpatrywany przykład jest analogiczny do zadanie wyrażonego pytaniem: ile kół jest w pięciu tuzinach samochodów czterokołowych? Liczbę tych kół x stanowi iloczyn:

$$x = \text{liczba kół w pojedynczym egzemplarzu} \times \text{liczba samochodów w tuzinie} \times \text{liczba tuzinów} = 4 \cdot 12 \cdot 5 = 240$$

cd.

Rozwiązanie

Jedna cząsteczka metanu CH_4 zawiera 4 atomy wodoru. Mol metanu (czyli mol cząsteczek CH_4) zawiera $4 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$ atomów wodoru. 5 moli metanu zawiera $4 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \cdot 5 \approx 120 \cdot 10^{23} = 1,2 \cdot 10^{25}$ atomów wodoru.

Uwagi: W obliczeniach chemicznych stosuje się często wielokrotność mola:

kmol = 1000 moli (symbol kmol; czyt. kilomol)

i podwielokrotność mola:

mmol = 0,001 mola (symbol mmol; czyt. milimol)

Odpowiedź: W pięciu molach metanu jest zawarte $1,2 \cdot 10^{25}$ atomów wodoru.

Przykład 2.5

Ile moli atomów wodoru jest zawarte w pięciu molach metanu?

Rozwiązanie (porównaj z przykładem 2.4)

Cząsteczka metanu CH_4 zawiera 4 atomy wodoru, zatem mol cząsteczek metanu zawiera 4 mole atomów wodoru, a w 5 molach cząsteczek metanu jest zawarte $4 \cdot 5 = 20$ moli atomów wodoru.

Odpowiedź: W pięciu molach metanu jest zawarte 20 moli atomów wodoru.

Komentarz: W analogii „samochodowo–tuzinowej” pytanie to będzie brzmiało: ile tuzinów kół jest w pięciu tuzinach samochodów czterokołowych? *Rozwiązanie:* $4 \cdot 5 = 20$ tuzinów kół.

2.20. Co oznaczają następujące określenia:

- a) mol miedzi,
- b) mol amoniaku,
- c) mol tlenu cząsteczkowego,
- d) mol wodoru atomowego?

2.21. Ile atomów jest w 0,25 mola żelaza?

2.22. Ile cząsteczek jest w 0,1 milimola amoniaku?

2.23. Ile moli zawiera próbka wody, w której jest $30,1 \cdot 10^{23}$ cząsteczek?

2.24. Ile atomów wodoru jest zawartych w 5 molach amoniaku?

2.25. Obliczyć, ile atomów wodoru jest zawartych w 3 molach siarkowodoru (H_2S).

2.26. Obliczyć, ile atomów tlenu jest zawartych w 2 kilomolach kwasu siarkowego (H_2SO_4).

* **2.27.** Obliczyć łączną liczbę atomów węgla, wodoru i tlenu w p molach glukozy ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$).

2.28. Ile moli glinu i ile moli siarki zawiera 0,6 mola siarczku Al_2S_3 ?

2.29. Obliczyć, ile moli atomów tlenu jest zawartych w 2 molach kwasu siarkowego (H_2SO_4).

2.30. Ile moli atomów tlenu i ile moli atomów wodoru zawierają 3 mole wody?

2.31. Ile milimoli wapnia i ile milimoli chloru zawierają 2 milimole chlorku CaCl_2 ?

2.32. Obliczyć stosunek molowy pierwiastków w:

a) Fe_2O_3 , b) CO , c) H_2O_2 , d) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

* **2.33.** Która z próbek zawiera więcej atomów:

a) mol wodoru czy mol tlenu,

b) mol wodoru czy mol helu,

c) milimol SO_2 czy milimol SO_3 ?

2.34. Czy w 7 molach wody jest więcej tlenu niż w 4 molach nadtlenku wodoru (H_2O_2)?

* **2.35.** Czy 3 mole ditlenku siarki (SO_2) zawierają tyle samo: a) siarki, b) tlenu, co 3 mole tritlenku siarki (SO_3)?

* **2.36.** W ilu molach tlenku N_2O_3 zawarta jest taka sama liczba moli atomów tlenu, jaka jest zawarta w 3 molach tlenku N_2O_5 ?

* **2.37.** Jaką liczbę moli stanowi jeden atom?

2.38. W której próbce jest więcej atomów: 1) w dwóch molach ozonu, 2) w jednym molu nadtlenku wodoru (H_2O_2)?

2.3. Masa mola

Przykład 2.6

Obliczyć masę mola żelaza.

Analiza problemu

Masa mola substancji jest – w sensie wielkości fizycznej – tym samym, co masa każdej innej porcji materii, na przykład litra cieczy, tuzina piłek. Dlatego masę mola substancji wyraża się w takich samych jednostkach jak masy wszystkich ciał, a więc w kilogramach lub jego krotnościach.

W chemii masę mola najczęściej wyraża się w gramach i tak należy postępować przy rozwiązywaniu typowych zadań.

Masy mola nie należy mylić z podobną pod względem nazwy – inną wielkością fizyczną, tzw. **masą mółową**, zdefiniowaną w przykładzie 8.4 i aneksie 6, a wyrażoną w g/mol (gramach na mol).

Masę mola można obliczyć kilkoma sposobami, wśród których jeden jest algorytmem nie wymagającym w praktyce żadnych rachunków i może być wykorzystany, jeżeli znana jest masa atomowa lub masa cząsteczkowa danej substancji. W myśl tego algorytmu: **masa mola substancji wyrażona w gramach jest równa liczbowo masie atomowej lub cząsteczkowej**. Uzasadnieniem tego algorytmu jest poniższe rozwiązanie.

Rozwiązanie

Masa mola żelaza (m_M) jest iloczynem masy atomowej żelaza [$A_r(\text{Fe})$] i liczby atomów żelaza w molu (N_A):

$$m_M = A_r(\text{Fe}) \cdot N_A = 56 \text{ u} \cdot N_A = 56 \cdot \frac{1}{6,02 \cdot 10^{23}} \text{ g} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 56 \text{ g}$$

Odpowiedź: Masa mola żelaza wynosi 56 g.

cd.

Uwagi. Przy obliczaniu mas moli różnych substancji należy zwracać uwagę na budowę ich drobin. Inna jest bowiem masa mola tlenu atomowego [$A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$, zatem $m_M = 16 \text{ g}$], inna tlenu cząsteczkowego O_2 [$M_r(\text{O}_2) = 32 \text{ u}$, zatem $m_M = 32 \text{ g}$], a jeszcze inna ozonu O_3 [$M_r(\text{O}_3) = 48 \text{ u}$, zatem $m_M = 48 \text{ g}$]. Kolejne przykłady ilustruje poniższa tabela:

Substancja	Masa atomowa lub cząsteczkowa	Masa mola
H (wodór atomowy)	$A_r = 1 \text{ u}$	$m_M = 1 \text{ g}$
H_2 (wodór cząsteczkowy)	$M_r = 2 \text{ u}$	$m_M = 2 \text{ g}$
He (hel)	$A_r = 4 \text{ u}$	$m_M = 4 \text{ g}$
NaCl (chlorek sodu)	$M_r = 58,5 \text{ u}$	$m_M = 58,5 \text{ g}$
H_3PO_4 (kwas fosforowy)	$M_r = 98 \text{ u}$	$m_M = 98 \text{ g}$

Przykład 2.7

Obliczyć, jaką liczbę moli stanowi 14,8 g wodorotlenku wapnia.

Rozwiązanie

Dane:

wzór substancji: $\text{Ca}(\text{OH})_2$
 $m = 14,8 \text{ g}$

Szukane:

liczba moli $n = ?$

Masa cząsteczkowa wodorotlenku wapnia $\text{Ca}(\text{OH})_2$ wynosi $(40 \cdot 1 + 16 \cdot 2 + 1 \cdot 2) \text{ u} = 74 \text{ u}$. Mol wodorotlenku wapnia ma masę 74 g. Zatem:

Sposób I (z równania)

Stosunek liczby moli, jaką stanowi dana próbka, do masy tej próbki jest stały:

$$\frac{1 \text{ mol}}{74 \text{ g}} = \frac{n}{14,8 \text{ g}} \Rightarrow n = 0,2$$

Sposób II (z proporcji)

Jeżeli 1 mol ma masę 74 g,
 to n moli ma masę 14,8 g

$$n = \frac{1 \text{ mol} \cdot 14,8 \text{ g}}{74 \text{ g}} = 0,2 \text{ mola}$$

Odpowiedź: 14,8 g wodorotlenku wapnia stanowi 0,2 mola.

Przykład 2.8

Ile atomów jest w próbce miedzi o masie 3 g?

Analiza problemu

Identyczne pytanie było już w przykładzie 2.2. Tu obliczenia zostaną wykonane inaczej, z wykorzystaniem masy mola i liczby drobin w molu.

Rozwiązanie

Dane:

$m = 3 \text{ g}$

Szukane:

liczba atomów $x = ?$

Masa atomowa miedzi wynosi 64 u, zatem masa mola miedzi to 64 g. W jednym molu miedzi o masie 64 g jest $6,02 \cdot 10^{23}$ atomów, zatem:

Sposób I (z równania)

W danej próbce stosunek liczby atomów do masy tej próbki jest stały:

$$\frac{6,02 \cdot 10^{23}}{64 \text{ g}} = \frac{x}{3 \text{ g}} \Rightarrow x = 2,82 \cdot 10^{22}$$

Sposób II (z proporcji)

Jeżeli w 64 g miedzi jest $6,02 \cdot 10^{23}$ atomów,
 to w 3 g miedzi jest x

$$x = \frac{3 \text{ g} \cdot 6,02 \cdot 10^{23}}{64 \text{ g}} = 2,82 \cdot 10^{22}$$

Odpowiedź: W 3 g miedzi jest $2,82 \cdot 10^{22}$ atomów.

Przykład 2.9

Obliczyć, ile gramów glinu jest zawarte w 3,06 g tlenku Al_2O_3 .

Rozwiązanie

Masa mola tlenku Al_2O_3 wynosi $(27 \cdot 2 + 16 \cdot 3) \text{ g} = 102 \text{ g}$. W jednym molu Al_2O_3 jest zawarte $(27 \cdot 2) \text{ g} = 54 \text{ g}$ glinu. Stosunek masy pierwiastka zawartego w określonej masie związku do tej masy związku jest stały (wielkości te są proporcjonalne):

Sposób I (z równania)	Sposób II (z proporcji)
Stosunek masy glinu zawartego w molu tlenku glinu do masy mola tlenku glinu jest stały: $\frac{54 \text{ g}}{102 \text{ g}} = \frac{x}{3,06 \text{ g}} \Rightarrow x = 1,62 \text{ g}$	Jeżeli w 102 g Al_2O_3 jest zawarte 54 g Al to w 3,06 g Al_2O_3 jest zawarte x $x = \frac{3,06 \cdot 54 \text{ g}}{102 \text{ g}} = 1,62 \text{ g}$

Odpowiedź: W 3,06 g tlenku glinu jest zawarte 1,62 g glinu.

Przykład 2.10

Obliczyć, w ilu gramach wody jest zawarte 6 g wodoru.

Rozwiązanie

Masa mola wody wynosi $(1 \cdot 2 + 16) \text{ g} = 18 \text{ g}$. W 1 molu wody jest zawarte 2 g wodoru. Stosunek masy 1 mola związku do masy zawartego w tym molu pierwiastka jest stały (wielkości te są proporcjonalne):

Sposób I (z równania)	Sposób II (z proporcji)
18 g wody zawiera 2 g wodoru, zatem x g wody zawiera 6 g wodoru: $\frac{18 \text{ g}}{2 \text{ g}} = \frac{x}{6 \text{ g}} \Rightarrow x = 54 \text{ g}$	Jeżeli 18 g H_2O zawiera 2 g H to x H_2O zawiera 6 g H $x = \frac{18 \text{ g} \cdot 6 \text{ g}}{2 \text{ g}} = 54 \text{ g}$

Odpowiedź: 6 g wodoru jest zawarte w 54 g wody.

Przykład 2.11

Obliczyć, ile gramów wodoru jest zawarte w 0,2 mola wodorowęglanu amonu (NH_4HCO_3).

Rozwiązanie

Cząsteczka NH_4HCO_3 zawiera 5 atomów wodoru. Mol NH_4HCO_3 zawiera 5 g wodoru. Stosunek liczby gramów danego pierwiastka zawartych w określonej liczbie moli związku do tej liczby moli jest stały (wielkości te są proporcjonalne):

Sposób I (z równania)	Sposób II (z proporcji)
5 g wodoru jest zawarte w 1 molu, zatem x g wodoru jest zawarte w 0,2 mola: $\frac{5 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = \frac{x}{0,2 \text{ mol}} \Rightarrow x = 1 \text{ g}$	Jeżeli 5 g wodoru jest zawarte w 1 molu to x wodoru jest zawarte w 0,2 mola $x = \frac{5 \text{ g} \cdot 0,2 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 1 \text{ g}$

Odpowiedź: W 0,2 mola NH_4HCO_3 jest zawarty 1 g wodoru.

Przykład 2.12

Obliczyć, w ilu molach kwasu siarkowego H_2SO_4 jest zawarte 32 g tlenu.

Rozwiązanie

Mol kwasu siarkowego H_2SO_4 zawiera $4 \cdot 16 \text{ g} = 64 \text{ g}$ tlenu. Stosunek liczby moli związku do masy zawartej w niej pierwiastka jest stały (wielkości te są proporcjonalne):

Sposób I (z równania)	Sposób II (z proporcji)
1 mol H_2SO_4 zawiera 64 g tlenu, zatem x moli H_2SO_4 zawiera 32 g tlenu: $\frac{1 \text{ mol}}{64 \text{ g}} = \frac{x}{32 \text{ g}} \Rightarrow x = 0,5 \text{ mola}$	Jeżeli 1 mol H_2SO_4 zawiera 64 g tlenu to x H_2SO_4 zawiera 32 g tlenu <hr/> $x = \frac{1 \text{ mol} \cdot 32 \text{ g}}{64 \text{ g}} = 0,5 \text{ mola}$

Odpowiedź: 32 g tlenu jest zawarte w 0,5 mola H_2SO_4 .

Przykład 2.13

Obliczyć, ile moli żelaza jest zawarte w 32 g tlenku Fe_2O_3 .

Rozwiązanie

Masa 1 mola tlenku Fe_2O_3 wynosi $(56 \cdot 2 + 16 \cdot 3) = 160 \text{ g}$. Mol Fe_2O_3 zawiera 2 mole żelaza. Stosunek liczby moli pierwiastka w danej masie związku do tej masy związku jest stały (wielkości te są proporcjonalne):

Sposób I (z równania)	Sposób II (z proporcji)
2 mole żelaza są zawarte w 160 g Fe_2O_3 , zatem x moli jest zawarte w 32 g Fe_2O_3 : $\frac{2 \text{ mol}}{160 \text{ g}} = \frac{x}{32 \text{ g}} \Rightarrow x = 0,4 \text{ mola}$	Jeżeli 2 mole żelaza są zawarte w 160 g Fe_2O_3 to x żelaza jest zawarte w 32 g Fe_2O_3 <hr/> $x = \frac{2 \text{ mol} \cdot 32 \text{ g}}{160 \text{ g}} = 0,4 \text{ mola}$

Odpowiedź: W 32 g tlenku Fe_2O_3 jest zawarte 0,4 mola żelaza.

2.39. Ile wynosi: 1) masa atomowa miedzi, 2) masa mola miedzi?

2.40. Ile wynosi: 1) masa atomowa sodu, 2) masa mola sodu, 3) masa atomu sodu wyrażona w gramach?

2.41. Ile wynosi: 1) masa cząsteczkowa amoniaku (NH_3), 2) masa mola amoniaku?

2.42. Ile wynosi: 1) masa cząsteczkowa kwasu siarkowego (H_2SO_4), 2) masa mola kwasu siarkowego, 3) masa cząsteczki kwasu siarkowego wyrażona w gramach?

2.43. Ile wynosi: 1) masa cząsteczkowa tlenu O_2 , 2) masa mola tlenu O_2 ?

2.44. Ile wynosi: 1) masa atomowa chloru, 2) masa cząsteczkowa chloru Cl_2 , 3) masa mola chloru cząsteczkowego?

2.45. Ile wynosi: 1) masa atomowa azotu, 2) masa cząsteczkowa azotu N_2 , 3) masa mola azotu cząsteczkowego, 4) masa mola azotu atomowego?

2.46. Ile wynosi: 1) masa atomowa tlenu, 2) masa cząsteczkowa tlenu O_2 , 3) masa mola tlenu cząsteczkowego O_2 , 4) masa cząsteczki tlenu wyrażona w gramach?

2.47. Obliczyć masę:

- a) 2 moli tlenku Cu_2O ,
- b) 0,1 mola chloru cząsteczkowego,
- c) 6 moli wodoru atomowego,
- d) 0,01 mola sacharozy ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$),
- e) 0,5 mola magnezu.

2.48. Obliczyć, jaką liczbę moli stanowi:

- a) 36 g wody,
- b) 12 g wodoru cząsteczkowego,
- c) 3,2 g tlenu cząsteczkowego.

2.49. Obliczyć, jaką liczbę moli stanowi: a) 9 g wody, b) 1 dm^3 wody.

* **2.50.** Czysty nadtlenek wodoru H_2O_2 jest cieczą o gęstości $1,45 \text{ g/cm}^3$. Ile moli stanowi 1 dm^3 nadtlenku wodoru?

2.51. Ile moli siarki zawiera próbka substancji o wzorze $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$, jeżeli zawiera ona 12 g tlenu?

2.52. Obliczyć masę:

- a) 2 milimoli KOH ,
- b) 0,2 kilomola H_2SO_4 ,
- c) 0,1 milimola N_2 ,
- d) 10 kilomoli O_2 ,
- e) 0,5 milimola węgla,
- f) 0,001 kilomola żelaza.

2.53. Obliczyć, jaką liczbę milimoli stanowi 0,4 g wodorotlenku sodu (NaOH).

2.54. Obliczyć, jaką liczbę kilomoli stanowi 176 kg siarczku FeS .

2.55. Obliczyć wartości indeksów stechiometrycznych x :

- a) Mn_xS_4 (masa mola 293 g),
- b) Na_2CO_x (masa mola 106 g).

2.56. Jakie pierwiastki zaznaczono symbolem E?

- a) SE_3 (masa mola 80 g),
- b) $\text{H}_4\text{E}_2\text{O}_7$ (masa mola 178 g).

** **2.57.** Wykonano dwie bryły: stożek z uranu ($d = 19,0 \text{ g/cm}^3$) o promieniu r i wysokości $4r$, oraz kulę z plutonu ($d = 19,8 \text{ g/cm}^3$) o promieniu r . Która bryła: a) ma większą objętość, b) ma większą masę, c) zawiera większą liczbę moli atomów, d) zawiera większą liczbę atomów?

2.58. Obliczyć stosunek masowy pierwiastków w: a) Fe_2S_3 , b) Cu_2O , c) CO_2 , d) $\text{Al}(\text{OH})_3$.

* **2.59.** Jaki warunek musi spełniać masa molowa pierwiastka E, aby masa mola siarczku E_2S była większa od masy mola siarczku ES_3 ?

2.60. Która z próbek zawiera więcej cząsteczek:

- a) 1 g wody czy 1 g amoniaku (NH_3),
- b) 3 g tlenu czy 3 g wodoru,
- c) 10 g H_2SO_4 czy 10 g H_3PO_4 ?

2.61. Która z próbek zawiera więcej atomów:

- a) 1 g glinu czy 1 g żelaza,
- b) 5 g tlenu (O_2) czy 5 g azotu (N_2),
- c) 10 g tlenu (O_2) czy 10 g ozonu (O_3),
- d) 1 g azotu (N_2) czy 1 g tlenku węgla (CO),
- * e) 2 g helu czy 0,5 g wodoru (H_2)?

2.62. Ile gramów magnezu należy odważyć, aby próbka ta zawierała tyle samo atomów, ile jest ich w próbce 16 g siarki?

2.63. W ilu gramach Cu_2S jest tyle samo cząsteczek, co w 10 g MgO ?

** **2.64.** W ilu gramach azotu (N_2) jest taka sama liczba cząsteczek, jaka jest w p gramach tlenu (O_2)?

2.65. W ilu gramach azotu (N_2) jest tyle samo atomów, co w:

- a) 1 g wodoru,
- * b) 3,2 g siarki,
- * c) 4 g helu,
- ** d) p gramach etylenu C_2H_4 ?

2.66. Obliczyć, ile atomów miedzi jest w 12,8 g miedzi.

2.67. Obliczyć masę $2 \cdot 10^{23}$ cząsteczek tlenku CO_2 .

* **2.68.** Obliczyć, ile jest atomów w 5 cm^3 rtęci, jeżeli jej gęstość wynosi $13,5 \text{ g/cm}^3$.

* **2.69.** Samiczki wielu insektów wydzielają feromony $\text{C}_{19}\text{H}_{38}\text{O}$, które przyciągają samczyki. Samczyk reaguje po wchłonięciu zaledwie $0,000\,000\,000\,001 \text{ g}$ (czyli 10^{-12} g) feromonu. Ile cząsteczek zawiera taka dawka?

** **2.70.** Jedna kropla wody morskiej zawiera ok. 50 miliardów atomów złota. Obliczyć, ile złota można by uzyskać ze 100 kg wody morskiej, jeżeli masa 1 kropli wynosi ok. 33 mg.

2.71. Obliczyć, ile gramów węgla jest zawarte w 220 g ditlenku węgla.

2.72. W zamian za pewną przysługę, bogaty maharadża pozwolił wybrać swemu słudze pomiędzy 1 kg złota a ilością złota, jaką można otrzymać z 2 kg chlorku AuCl_3 . Co powinien wybrać ten człowiek, aby otrzymać więcej złota?

- 2.73.** Obliczyć, w ilu gramach tlenku SO_3 jest zawarte 0,16 g tlenu.
- 2.74.** Obliczyć, ile gramów sodu jest zawarte w 0,4 mola tlenku Na_2O .
- 2.75.** Obliczyć, w ilu molach tlenku PbO_2 jest zawarte 160 g tlenu.
- 2.76.** Ile moli siarki jest zawarte w 75 g siarczku Al_2S_3 ?
- 2.77.** Ile moli atomów wodoru jest zawarte w 19,6 g kwasu H_2SO_4 ?
- 2.78.** Czy 5 g tlenku Cu_2O zawiera tyle samo miedzi, co 5 g tlenku CuO ? Odpowiedź uzasadnić rachunkiem.
- 2.79.** Czy 0,5 mola tlenku CO_2 zawiera więcej węgla niż 12 g tlenku CO ? Odpowiedź uzasadnić rachunkiem.
- * **2.80.** W ilu gramach tlenku Na_2O jest zawarta taka sama ilość sodu, co w 20 g wodorotlenku NaOH ?
- 2.81.** W ilu molach tlenku CO_2 jest zawarte tyle samo tlenu, co w 14 g tlenku CO ?
- * **2.82.** W ilu gramach tlenku SO_3 jest zawarte tyle samo siarki, co w 2 molach tlenku SO_2 ?
- * **2.83.** W ilu gramach tlenku Na_2O jest zawarta taka sama liczba moli atomów tlenu, jaka jest w 18,8 g tlenku K_2O ?
- ** **2.84.** Trójwartościowy pierwiastek tworzy siarczek o masie mola około 1,5 raza większej od masy mola tlenku tego pierwiastka. Jaki to pierwiastek?

2.4. Objętość mola w warunkach normalnych. Prawo Avogadra

Przykład 2.14

Obliczyć masę 1 m^3 tlenu w warunkach normalnych [to znaczy w temperaturze 273 K (0°C) pod ciśnieniem 1013 hPa (760 mmHg)].

Rozwiązanie

Dane:

$$V = 1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ dm}^3$$

Szukane:

$$m = ?$$

1 mol tlenu cząsteczkowego ma masę ($2 \cdot 16$) g = 32 g i zajmuje w warunkach normalnych objętość $22,4 \text{ dm}^3$. Stosunek masy do objętości jest wielkością stałą:

Sposób I (z równania)

$$\frac{32 \text{ g}}{22,4 \text{ dm}^3} = \frac{x}{1000 \text{ dm}^3}$$

$$x \approx 1430 \text{ g} = 1,43 \text{ kg}$$

Sposób II (z proporcji)

Jeżeli 32 g tlenu zajmuje objętość $22,4 \text{ dm}^3$
to x tlenu zajmuje objętość 1000 dm^3

$$x = \frac{32 \text{ g} \cdot 1000 \text{ dm}^3}{22,4 \text{ dm}^3} \approx 1430 \text{ g} = 1,43 \text{ kg}$$

Odpowiedź: Masa 1 m^3 tlenu w warunkach normalnych wynosi 1,43 kg.

Przykład 2.15

Obliczyć gęstość ditlenku węgla w warunkach normalnych.

Rozwiązanie

$$d = \frac{m}{V}$$

gdzie: d – gęstość, m – masa, V – objętość.

Podstawiając do powyższego wzoru masę i objętość 1 mola CO_2 otrzymamy:

$$d = \frac{m_M}{V_0} = \frac{44 \text{ g}}{22,4 \text{ dm}^3} = 1,96 \frac{\text{g}}{\text{dm}^3}$$

Odpowiedź: Gęstość ditlenku węgla w warunkach normalnych wynosi $1,96 \text{ g/dm}^3$.

2.85. Jaką objętość zajmie w warunkach normalnych jeden mol każdej z następujących substancji: tlenu, wody, tlenku CO_2 , siarki ($d = 2,07 \text{ g/cm}^3$), wodoru?

2.86. Jaką objętość zajmuje w warunkach normalnych:

- 0,2 mola tlenku CO,
- 25 milimoli wodoru cząsteczkowego,
- 1,5 kilomola azotu cząsteczkowego?

2.87. Obliczyć, jaką liczbę moli stanowi:

- $67,2 \text{ dm}^3$ wodoru odmierzonego w warunkach normalnych,
- $5,6 \text{ dm}^3$ metanu odmierzonego w warunkach normalnych,
- $11,2 \text{ dm}^3$ ditlenku siarki (SO_2) odmierzonego w warunkach normalnych.

2.88. Ile milimoli cząsteczek zawiera 1 cm^3 dowolnego gazu w warunkach normalnych?

2.89. Ile kilomoli cząsteczek zawiera 1 m^3 dowolnego gazu w warunkach normalnych?

2.90. Obliczyć masę:

- 2 dm^3 tlenu odmierzonego w warunkach normalnych,
- $0,5 \text{ m}^3$ azotu odmierzonego w warunkach normalnych,
- 25 cm^3 tlenku CO odmierzonego w warunkach normalnych.

2.91. W czterech zbiornikach o tej samej pojemności, tej samej masie, w tych samych warunkach ciśnienia i temperatury, znajdują się cztery gazy: tlen, azot, amoniak i ditlenek węgla. Który z tych zbiorników jest najlżejszy?

2.92. Jaką objętość zajmuje w warunkach normalnych: a) 5 g tlenu, b) 12 g CO_2 , c) 0,2 g NH_3 , d) 4 g N_2O , e) 70 g wodoru?

2.93. W naczyniu o pojemności 100 cm^3 umieszczono 0,2 g wodoru. Czy warunki (ciśnienie i temperatura) w jakich się on znajduje, mogą odpowiadać warunkom normalnym?

2.94. W trzech naczyniach, w identycznych warunkach ciśnienia i temperatury, umieszczono: 5 g azotu, 5 g tlenku węgla (CO) i 5 g etylenu (C_2H_4). Czy objętości tych naczyń są równe?

- 2.95.** Butla zawiera 5 kg ciekłego chloru. Jaką objętość (w m^3) zajmuje ta ilość chloru w warunkach normalnych?
- 2.96.** Czy w jednakowych warunkach, podane niżej ilości substancji zawierają jednakową liczbę cząsteczek: 1) 1 g wodoru i 1 g tlenu, 2) 1 dm^3 wodoru i 1 dm^3 tlenu, 3) 1 mol wodoru i 1 mol tlenu?
- 2.97.** W jakiej objętości tlenu jest tyle samo cząsteczek, co w 1 cm^3 wodoru (w tych samych warunkach ciśnienia i temperatury)?
- * **2.98.** W jakiej objętości helu znajduje się taka sama liczba atomów, co w 4 cm^3 wodoru (w tych samych warunkach ciśnienia i temperatury)?
- * **2.99.** Jaką objętość amoniaku należy odmierzyć, aby próbka zawierała tyle samo atomów, ile zawiera ich 6 dm^3 tlenku CO w tych samych warunkach ciśnienia i temperatury?
- ** **2.100.** Jaką objętość azotu należy odmierzyć, aby zawierała tyle samo atomów azotu, ile zawiera ich $p \text{ dm}^3$ amoniaku w tych samych warunkach ciśnienia i temperatury?
- * **2.101.** Która z próbek zawiera większą liczbę cząsteczek: 1) mol tlenu czy mol ozonu, 2) dm^3 tlenu czy dm^3 ozonu, 3) gram tlenu czy gram ozonu?
- 2.102.** Która z próbek zawiera większą liczbę atomów: 1) mol tlenu czy mol ozonu, 2) dm^3 tlenu czy dm^3 ozonu, 3) gram tlenu czy gram ozonu?
- * **2.103.** Uszeregować następujące próbki w kolejności malejącej liczby atomów: 2 g tlenu, 0,2 mola wodoru, $4,48 \text{ dm}^3$ helu.
- 2.104.** Jaką objętość, w warunkach normalnych, zajmuje $12,04 \cdot 10^{24}$ cząsteczek amoniaku?
- 2.105.** Ile cząsteczek znajduje się w 1 cm^3 gazu w warunkach normalnych?
- 2.106.** W ilu dm^3 ditlenku węgla (CO_2) (warunki normalne) jest zawarte 6 g węgla?
- * **2.107.** Które twierdzenia są prawdziwe?
- 1) W równych objętościach różnych gazów znajduje się ta sama liczba cząsteczek.
 - 2) W tych samych warunkach ciśnienia i temperatury równe objętości różnych gazów zawierają jednakowe liczby cząsteczek.
 - 3) Mol każdego gazu zajmuje w danych warunkach ciśnienia i temperatury taką samą objętość.
- * **2.108.** W ilu dm^3 amoniaku (warunki normalne) jest zawarte p moli atomów wodoru?
- 2.109.** Ile gramów tlenu jest zawarte w $11,2 \text{ dm}^3$ ditlenku siarki (SO_2) odmierzonego w warunkach normalnych?
- * **2.110.** Ile moli atomów azotu jest zawarte w $p \text{ dm}^3$ tlenku N_2O (warunki normalne)?
- * **2.111.** W ilu dm^3 tlenku Cl_2O (warunki normalne) jest zawarta taka sama ilość chloru, co w 6,75 g tlenku ClO_2 ?

** 2.112. W ilu dm^3 tlenku SO_2 jest zawarta taka sama ilość tlenu, co w $p \text{ dm}^3$ tlenku SO_3 przy założeniu, że objętości obu gazów odniesiono do tych samych warunków ciśnienia i temperatury?

* 2.113. W ilu milimolach tlenku CO_2 jest zawarta taka sama ilość węgla, co w $44,8 \text{ cm}^3$ tlenku CO (warunki normalne)?

** 2.114. W ilu m^3 tlenku NO (warunki normalne) jest zawarta taka sama ilość azotu, co w p kilomolach tlenku N_2O_3 ?

2.115. Obliczyć gęstość w warunkach normalnych: a) tlenu, b) tlenku węgla (CO), c) azotu, d) wodoru, e) siarkowodoru H_2S .

2.116. Obliczyć masę cząsteczkową gazu, którego gęstość w warunkach normalnych wynosi $1,96 \text{ g/dm}^3$.

* 2.117. Ustalić wzór sumaryczny pewnego tlenku azotu, wiedząc, że gęstość tego gazu w warunkach normalnych wynosi $1,96 \text{ g/dm}^3$, a azot tworzy tlenki, w których jest I, II, III, IV i V-wartościowy.

* 2.118. Obliczyć, w gramach, masę cząsteczki gazu, którego gęstość w warunkach normalnych wynosi $0,76 \text{ g/dm}^3$.

* 2.119. Udowodnić na przykładzie żelaza ($d = 7,86 \text{ g/cm}^3$) i glinu ($d = 2,70 \text{ g/cm}^3$), że prawo Avogadra nie dotyczy ciał stałych.

* 2.120. Obliczyć masę cząsteczkową gazu, którego gęstość względem wodoru wynosi 8,5.

Wskazówka: Gęstość względem wodoru jest to stosunek masy cząsteczkowej (lub masy mola) gazu do masy cząsteczkowej (lub masy mola) wodoru.

* 2.121. Gęstość argonu wynosi $1,78 \text{ g/dm}^3$. Czy argon tworzy cząsteczki?

* 2.122. Obliczyć stosunek:

- objętości jednakowych mas tlenku węgla (CO) i azotu (N_2),
- mas jednakowych objętości tlenku węgla (CO) i azotu (N_2).

** 2.123. Obliczyć stosunek:

- objętości jednakowych mas gazu A o masie mola m_A i gazu B o masie mola m_B ,
- mas jednakowych objętości gazu A o masie mola m_A i gazu B o masie mola m_B .

2.124. Jaka objętość ma odmierzony w warunkach normalnych gaz o wzorze $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$, jeżeli zawiera 38 g wodoru?

* 2.125. W dwóch pojemnikach znajdują się jednakowe objętości rtęci i bromu. W którym pojemniku jest więcej atomów? Brakujące dane należy odszukać w tablicach.

* 2.126. W jakiej objętości gazowego heksafluorku uranu (UF_6) znajduje się tyle samo atomów fluoru, co w 6 dm^3 dwuatomowych cząsteczek fluoru?

* **2.127.** Czy objętości ostrosłupów o jednakowych masach, wykonanych z miedzi i cynku, są równe? Brakujące dane należy odszukać w literaturze.

2.5. Objętość mola w różnych warunkach ciśnienia i temperatury. Równanie Clapeyrona

Przykład 2.16

Jaką objętość zajmuje 51 g amoniaku w temperaturze 293 K pod ciśnieniem 986 hPa?

Rozwiązanie

Dane:

$$m = 51 \text{ g}$$

$$T = 293 \text{ K}$$

$$p = 986 \text{ hPa}$$

Szukane:

$$V = ?$$

Metoda I

Z równania Clapeyrona

$$pV = nRT$$

gdzie: p – ciśnienie, V – objętość, n – liczba moli, T – temperatura (w kelwinach), R – stała gazowa
 $\left(R = 8,31 \frac{\text{Pa} \cdot \text{m}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}} = 83,1 \frac{\text{hPa} \cdot \text{dm}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right)$, obliczamy objętość 1 mola w podanych warunkach ciśnienia i temperatury:

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{1 \text{ mol} \cdot 83,1 \frac{\text{hPa} \cdot \text{dm}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 293 \text{ K}}{986 \text{ hPa}} = 24,7 \text{ dm}^3$$

Następnie obliczamy, z odpowiedniego równania lub proporcji, objętość zajmowaną przez 51 g amoniaku (o masie mola 17 g):

Sposób I (z równania)

$$\frac{17 \text{ g}}{24,7 \text{ dm}^3} = \frac{51 \text{ g}}{x}$$

$$x = 74,1 \text{ dm}^3$$

Sposób II (z proporcji)

Jeżeli 17 g NH_3 zajmuje objętość 24,7 dm³
 to 51 g NH_3 zajmuje objętość x

$$x = \frac{51 \text{ g} \cdot 24,7 \text{ dm}^3}{17 \text{ g}} = 74,1 \text{ dm}^3$$

Odpowiedź: Amoniak zajmuje objętość 74,1 dm³.

Metoda II

Najpierw obliczamy (z odpowiedniego równania lub proporcji) jaką liczbę moli stanowi 51 g amoniaku (o masie mola 17 g):

Sposób I (z równania)

$$\frac{1 \text{ mol}}{17 \text{ g}} = \frac{x}{51 \text{ g}}$$

$$x = 3 \text{ mole}$$

Sposób II (z proporcji)

Jeżeli 1 mol NH_3 ma masę 17 g
 to x NH_3 ma masę 51 g

$$x = \frac{1 \text{ mol} \cdot 51 \text{ g}}{17 \text{ g}} = 3 \text{ mole}$$

cd.

a następnie z równania Clapeyrona obliczamy objętość zajmowaną przez tę liczbę moli gazu:

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{3 \text{ mol} \cdot 83,1 \frac{\text{hPa} \cdot \text{dm}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}}}{986 \text{ hPa}} = 74,1 \text{ dm}^3$$

Odpowiedź: Amoniak zajmuje objętość 74,1 dm³.

Metoda III

Korzystając ze wzoru $V_0 = kV$, gdzie: V_0 – objętość w warunkach normalnych, k – współczynnik odczytany dla warunków p, T z tzw. tablicy redukcji objętości, zamieszczonej m.in. na końcu „Zbioru...”, V – objętość w warunkach p, T , obliczamy objętość zajmowaną przez 1 mol gazu w warunkach p, T :

$$V = \frac{V_0}{k} = \frac{22,4 \text{ dm}^3}{0,907} = 24,7 \text{ dm}^3$$

Dalej postępujemy jak w metodzie I.

Uwaga: zamiast tablicy redukcji objętości można wykorzystać nomogram zamieszczony na końcu „Zbioru...”

Przykład 2.17

Obliczyć objętość mola gazu w warunkach standardowych.

Analiza problemu

Warunki standardowe to temperatura 298 K = 25°C i ciśnienie 1 bar = 1000 hPa*. Obliczenie można wykonać korzystając z równania Clapeyrona lub z tzw. tablicy redukcji objętości.

Rozwiązanie

Dane:

$$n = 1 \text{ mol}$$

$$T = 298 \text{ K}$$

$$p = 1000 \text{ hPa} = 100\,000 \text{ Pa}$$

Szukane:

$$V = ?$$

$$pV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{p}$$
$$V = \frac{1 \text{ mol} \cdot 8,31 \frac{\text{Pa} \cdot \text{m}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 298 \text{ K}}{100\,000 \text{ Pa}} = 0,0248 \text{ m}^3 = 24,8 \text{ dm}^3$$

Odpowiedź: Mol gazu w warunkach standardowych zajmuje objętość 24,8 dm³.

2.128. Jaką objętość zajmie w temperaturze 298 K, pod ciśnieniem 1020 hPa:

- 1 mol tlenu,
- 50 milimoli wodoru,
- 10 dm³ amoniaku odmierzzonego w warunkach normalnych,
- 14 g azotu?

2.129. Obliczyć liczbę moli ditlenku węgla (CO₂), który zajmuje objętość 2,4 dm³ w temperaturze 291 K pod ciśnieniem 1010 hPa.

* Według aktualnych ustaleń międzynarodowych (poprzednio 1013 hPa)

- 2.130.** Obliczyć masę ditlenku siarki (SO_2), który zajmuje objętość 30 cm^3 w temperaturze 293 K pod ciśnieniem normalnym.
- 2.131.** Butla zawiera 5 kg chloru. Jaka objętość (w m^3) zajmie ta ilość chloru w temperaturze 295 K pod ciśnieniem normalnym?
- ** 2.132.** W jakiej objętości amoniaku, odmierzonego w temperaturze T pod ciśnieniem p , jest zawarte k moli atomów wodoru?
- * 2.133.** Obliczyć liczbę cząsteczek, jaka znajduje się w $22,4 \text{ dm}^3$ azotu odmierzonego w temperaturze 295 K pod ciśnieniem normalnym.
- * 2.134.** W jakiej objętości ditlenku węgla (warunki normalne) znajduje się taka sama liczba cząsteczek, jaką zawiera 10 dm^3 tlenu odmierzonego w temperaturze 300 K pod ciśnieniem 1000 hPa ?
- 2.135.** Obliczyć gęstość amoniaku w temperaturze 291 K pod ciśnieniem 1010 hPa .
- 2.136.** Obliczyć masę cząsteczkową gazu, którego gęstość w temperaturze 293 K , pod ciśnieniem 1000 hPa wynosi $1,15 \text{ g/dm}^3$.
- * 2.137.** Tak zwany „suchy lód” (stały CO_2) ma gęstość $1,5 \text{ g/cm}^3$. Jakie będzie ciśnienie w uprzednio opróżnionym zbiorniku o pojemności 1 dm^3 , w którym całkowicie przesublimuje 1 cm^3 „suchego lodu” w temperaturze 294 K ?
- * 2.138.** Jaka objętość zajmie ciekłe powietrze (gęstość ok. $0,76 \text{ g/cm}^3$) uzyskane ze skroplenia 100 m^3 powietrza, odmierzonego w temperaturze 293 K pod normalnym ciśnieniem?
- ** 2.139.** Czy mol gazu zajmuje objętość $22,4 \text{ dm}^3$ tylko w warunkach normalnych? Odpowiedź uzasadnić konkretnym przykładem i warunkiem ogólnym.

Rozdział 3.

Stechiometria wzorów chemicznych

3.1. Prawo stałości składu (prawo Prousta)

Przykład 3.1

Z rozkładu pewnej próbki wody otrzymano 1 g wodoru i 8 g tlenu. Obliczyć, ile wodoru i ile tlenu otrzymamy z rozkładu 36 g wody.

Rozwiązanie

Z prawa stałości składu wynika, że w wodzie stosunek masowy wodoru do tlenu jest stały, bez względu na masę badanej próbki:

$$\frac{\text{wodór}}{\text{tlen}} = \frac{1}{8}$$

Próbka o masie 36 g zawiera x gramów wodoru i y gramów tlenu. Zatem:

$$x + y = 36 \quad \frac{x}{y} = \frac{1}{8}$$

Rozwiązując ten układ dwóch równań z dwiema niewiadomymi otrzymamy:

$$x = 4 \quad y = 32$$

Odpowiedź: Z rozkładu 36 g wody otrzymamy 4 g wodoru i 32 g tlenu.

3.1. Prawo stałości składu stwierdza, że każdy związek chemiczny ma ściśle określony skład. Czy słuszne będzie twierdzenie odwrotne: określone mu składowi (procentowemu) odpowiada ściśle określony związek chemiczny? Uzasadnienie zilustrować przykładami.

3.2. Stosunek masowy żelaza do tlenu w tlenku FeO wynosi 7 : 2, a stosunek żelaza do tlenu w tlenku Fe₂O₃ wynosi 7 : 3. Czy fakty te stanowią wyjątek od prawa stałości składu? Odpowiedź uzasadnić.

3.3. Miedź łączy się z tlenem w stosunku masowym 4 : 1. Obliczyć, ile gramów miedzi połączy się z 8 g tlenu.

3.4. Aby obliczyć skład tlenku magnezu, spalono 60 g magnezu i otrzymano 100 g tlenku. Obliczyć stosunek masowy magnezu do tlenu w otrzymanym tlenku.

3.5. Z rozkładu pewnej próbki tlenku rtęci otrzymano 20,1 g rtęci i 1,6 g tlenu. Ile rtęci i ile tlenu otrzymano by z rozkładu próbki o masie 65,1 g?

3.6. Miedź reaguje z siarką w stosunku masowym 4 : 1. Obliczyć, ile gramów miedzi i ile gramów siarki użyto do reakcji, w której otrzymano 80 g siarczku Cu₂S.

3.7. Mieszaninę żelaza i siarki w stosunku masowym 7 : 4 ogrzano i otrzymano 66 g siarczku FeS. Obliczyć, ile gramów żelaza i ile gramów siarki zawierała mieszanina.

- * **3.8.** W eudiometrze wywołano wybuch mieszaniny wodoru i tlenu, zmieszanych w stosunku objętościowym 2 : 1. Po wybuchu eudiometr zawierał tylko parę wodną o masie 0,036 g. Obliczyć, ile gramów wodoru i ile gramów tlenu znajdowało się w eudiometrze przed wybuchem.
- ** **3.9.** Węglan wapnia jest związkim wapnia, węgla i tlenu. Podczas rozkładu 25 g węglanu wapnia otrzymano 14 g tlenku wapnia i 11 g ditlenku węgla. Obliczyć stosunek masowy wapnia do węgla i tlenu w węglanie wapnia, wiedząc, że w tlenku wapnia stosunek wapnia do tlenu wynosi 5 : 2, a w ditlenku węgla stosunek węgla do tlenu wynosi 3 : 8.
- ** **3.10.** Pewien siarczan sodu jest związkim sodu, siarki i tlenu. Podczas rozkładu 126 g tego związku otrzymano 62 g tlenku sodu i 64 g pewnego tlenku siarki. Obliczyć stosunek masowy sodu do siarki i tlenu w tym siarczanie, jeżeli wiadomo, że w tlenku sodu stosunek masowy sodu do tlenu wynosi 23 : 8, a w tlenku siarki stosunek masowy siarki do tlenu wynosi 1 : 1.

3.2. Skład ilościowy związku chemicznego

Przykład 3.2

Obliczyć skład procentowy ditlenku węgla (CO₂).

Analiza problemu

Skład procentowy związku chemicznego jest to rejestr zawartości procentowych wszystkich pierwiastków tworzących ten związek. Zawartość procentowa pierwiastka (%E) jest to wyrażony w procentach stosunek masy tego pierwiastka (m_E) w określonej próbce związku chemicznego do masy próbki (m):

$$\%E = \frac{m_E}{m} \cdot 100\%$$

Masą próbki może być masa mola (patrz rozwiązanie metodą I), masa cząsteczkowa (patrz rozwiązanie metodą II) lub masa jakiegokolwiek innej porcji związku chemicznego o znanej masie zawartego w niej pierwiastka (patrz przykład 3.3). Ponadto każdą z tych metod można zastosować – pod względem rachunkowym – kilkoma sposobami, z których dwa (z równania i z proporcji) przedstawiono niżej.

Rozwiązania

Metoda I (z wykorzystaniem masy mola):

Masa mola ditlenku węgla wynosi $(12 \cdot 1 + 16 \cdot 2) \text{ g} = 44 \text{ g}$. Mol CO₂ zawiera 12 g węgla oraz $(16 \cdot 2) \text{ g} = 32 \text{ g}$ tlenu. Zawartość procentowa węgla (%C) jest to wyrażony w procentach stosunek masy węgla zawartej w 1 molu (12 g) do masy tego mola (44 g). Zatem:

$$\text{Sposób I (ze wzoru)} \\ \%C = \frac{12 \text{ g}}{44 \text{ g}} \cdot 100\% = 27,3\%$$

$$\text{Sposób II (z proporcji)} \\ \begin{array}{l} \text{Jeżeli } 44 \text{ g stanowi } 100\% \\ \text{to } 12 \text{ g stanowi } x \\ \hline x = \frac{12 \text{ g} \cdot 100\%}{44 \text{ g}} = 27,3\% \text{ węgla} \end{array}$$

cd.

Analogicznie obliczamy zawartość procentową tlenu (%O)

$$\%O = \frac{32 \text{ g}}{44 \text{ g}} \cdot 100\% = 72,7\%$$

lub odejmujemy zawartość procentową węgla od 100%

$$\%O = 100\% - 27,3\% = 72,7\%$$

Odpowiedź: Skład procentowy CO₂: 27,3% C, 72,7% O.

Metoda II (z wykorzystaniem masy cząsteczkowej):

Masa cząsteczkowa CO₂ wynosi (12 · 1 + 16 · 2) u = 44 u. Cząsteczka CO₂ zawiera 12 u węgla oraz (16 · 2) u = 32 u tlenu. Zawartość procentowa węgla (%C) jest to wyrażony w procentach stosunek masy węgla zawartej w 1 cząsteczce (12 u) do masy tej cząsteczki (44 u). Zatem:

Sposób I (ze wzoru)

$$\%C = \frac{12 \text{ u}}{44 \text{ u}} \cdot 100\% = 27,3\%$$

Sposób II (z proporcji)

Jeżeli 44 u stanowi 100%
to 12 u stanowi x

$$x = \frac{12 \text{ u} \cdot 100\%}{44 \text{ u}} = 27,3\% \text{ węgla}$$

Analogicznie obliczamy zawartość procentową tlenu lub odejmujemy zawartość procentową węgla od 100%. Otrzymamy wynik: 72,7% tlenu.

Odpowiedź: Skład procentowy CO₂: 27,3% C, 72,7% O.

Przykład 3.3

Obliczyć skład procentowy związku węgla z tlenem, jeżeli wiadomo, że stosunek masowy węgla do tlenu w tym związku wynosi 3 : 8.

Rozwiązanie

Nie wiadomo, czy związek ten ma wzór CO₂, CO, czy jeszcze inny, nie możemy więc obliczyć masy jednego mola. Możemy jednak obliczyć skład procentowy. Zawartość procentowa węgla jest to wyrażony w procentach stosunek masy węgla zawartej w związku (czyli 3) do masy całego związku (czyli 3 + 8). Zatem:

Sposób I (ze wzoru)

$$\%C = \frac{3}{3+8} \cdot 100\% = 27,3\%$$

$$\%O = \frac{8}{3+8} \cdot 100\% = 72,7\%$$

Sposób II (z proporcji)

Jeżeli 3 + 8 stanowi 100%
to 3 stanowi x

$$x = \frac{3 \cdot 100\%}{3+8} = 27,3\% \text{ węgla}$$

$$\%O = 100\% - 27,3\% = 72,7\%$$

Odpowiedź: Skład procentowy związku wynosi: 27,3% C, 72,7% O.

3.11. Obliczyć zawartość procentową siarki w związkach: SO₂, SO₃.

3.12. Obliczyć zawartość procentową węgla w węglanie wapnia (CaCO₃).

3.13. Jeden z nawozów sztucznych ma skład: (NH₄)₂SO₄ + 2 NH₄NO₃. Obliczyć zawartość procentową azotu w tym nawozie.

3.14. Obliczyć skład procentowy siarczku Cu₂S.

3.15. Obliczyć skład procentowy kwasu siarkowego (H₂SO₄).

- 3.16.** Nie wykonując obliczeń określić, który z następujących związków zawiera najwyższy procent siarki: $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_7$, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_8$.
- 3.17.** Obliczyć skład procentowy tego tlenku siarki, w którym stosunek masowy siarki do tlenu wynosi 2 : 3.
- 3.18.** Obliczyć skład procentowy związku zawierającego żelazo, węgiel i tlen w stosunku masowym 14 : 3 : 12.
- 3.19.** Nie wykonując obliczeń odpowiedzieć na pytanie: czy chlorek NaCl zawiera taki sam procent chloru, jak chlorek KCl ?
- 3.20.** Nie wykonując obliczeń odpowiedzieć na pytania: czy 20 g Cu_2O zawiera taki sam procent miedzi, jaki zawiera: 1) 55 g Cu_2O , 2) 20 g CuO ?
- 3.21.** Podane niżej związki podzielić na zbiory o tym samym składzie procentowym: NO_2 , Cl_2O_6 , N_2O_4 , C_6H_6 , ClO_3 , C_2H_2 .
- ** 3.22.** Ile procent P_2O_5 znajduje się w fosforanie wapnia $[\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2]$?
- * 3.23.** Tlenek pewnego, czterowartościowego pierwiastka zawiera 13,4% tlenu. Jaki to pierwiastek?
- ** 3.24.** Azotek pewnego pierwiastka ma masę cząsteczkową 148 u i zawiera 18,9% azotu. Jaki to pierwiastek?
- Wskazówka:* Azot w azotkach jest trójwartościowy.
- ** 3.25.** Siarczan jednowartościowego metalu (E_2SO_4) zawiera $p\%$ siarki. Ile wynosi masa atomowa tego metalu?
- ** 3.26.** Ile wynosi wartościowość metalu o masie atomowej A_r , jeżeli jego węglan zawiera $p\%$ tlenu?
- ** 3.27.** Z 5 g pewnego związku chloru otrzymano 12,3 g chlorku srebra (AgCl). Ile procent chloru zawierał wyjściowy związek?
- ** 3.28.** 13 g tlenku metalu, zawierającego 25,8% tlenu, reaguje z 10 g tlenku niemetalu, zawierającego 56,3% tlenu, tworząc sól jako jedyny produkt. Obliczyć skład procentowy tego produktu.
- ** 3.29.** Metal M tworzy dwa chlorki: MCl_2 i MCl_3 . Zawartości masowe chloru w tych chlorkach mają się do siebie jak 1 : 1,172. Jaki to metal?

3.3. Ustalanie wzoru chemicznego na podstawie składu ilościowego

Przykład 3.4

Ustalić wzór rzeczywisty (czyli sumaryczny) związku chemicznego o następującym składzie procentowym: 59% sodu i 41% tlenu, jeżeli masa cząsteczkowa tego związku wynosi 78 u.

Analiza problemu

Ustalanie wzoru rzeczywistego A_xB_y (A, B – symbole pierwiastków), czyli obliczanie wartości indeksów stechiometrycznych x , y , przy znanym składzie procentowym i masie cząsteczkowej, stanowi jedno z klasycznych typów obliczeń (stosowanych w laboratoriach od początku XIX wieku) i polega na rozwiązaniu układu dwóch równań:

równanie I:
$$\frac{A_r(A) \cdot x}{A_r(B) \cdot y} = \frac{\%A}{\%B}$$
 gdzie ogólnie:
 $A_r(E)$ – masa atomowa pierwiastka E
 $\%E$ – zawartość procentowa pierwiastka E

równanie II: $M_r(A_xB_y) = A_r(A) \cdot x + A_r(B) \cdot y$

z których pierwsze (zwane równaniem składu) polega na przyrównaniu stosunku masowego w indywidualnej cząsteczce (strona lewa) do stosunku masowego w próbce makroskopowej (strona prawa), na przykład w postaci stosunku zawartości procentowych. Drugie równanie wynika z faktu, że masa cząsteczkowa $M_r(A_xB_y)$ jest sumą mas atomowych wszystkich atomów składających się na cząsteczkę.

Wartości indeksów stechiometrycznych x , y otrzymane z rozwiązania układu równań muszą stanowić liczby całkowite.

Rozwiązanie

Zapisujemy wzór w postaci Na_xO_y i układamy dwa równania:

$$\frac{23x}{16y} = \frac{59}{41}, \quad 78 = 23x + 16y, \quad \text{stąd: } x = 2, \quad y = 2, \quad \text{czyli } Na_2O_2$$

Odpowiedź: Wzór rzeczywisty: Na_2O_2 .

Uwagi:

1. Znajomość samego składu procentowego nie wystarcza do ustalenia wzoru rzeczywistego, lecz pozwala tylko na obliczenie tzw. **wzoru elementarnego** (zwanego też najprostszym lub empirycznym) przez wyznaczenie stosunku x do y z pierwszego równania i wyrażenia tego stosunku w postaci możliwie najmniejszych liczb całkowitych:

$$\frac{23x}{16y} = \frac{59}{41}, \quad \text{stąd } \frac{x}{y} = \frac{944}{943} \approx 1$$

Zatem wzór elementarny ma postać Na_1O_1 . Wzór rzeczywisty (sumaryczny) jest jednym ze wzorów Na_xO_y , w których stosunek x do y odpowiada stosunkowi we wzorze elementarnym. Ponieważ

$$\frac{x}{y} = \frac{1}{1} = \frac{2}{2} = \frac{3}{3} \quad \text{itd.}$$

to wzór rzeczywisty jest jednym z serii NaO , Na_2O_2 , Na_3O_3 itd. Aby ze wzoru elementarnego przejść do wzoru rzeczywistego, musimy dysponować dodatkowymi informacjami, jak np. masa cząsteczkowa. Tylko wzorowi Na_2O_2 odpowiada masa cząsteczkowa 78 u.

2. Rozwiązanie układu równań należy rozpocząć od wyznaczenia, z pierwszego równania, stosunku x do y . Na przykład dla S_xO_y o składzie 40% siarki i 60% tlenu:

$$\frac{32x}{16y} = \frac{40}{60}, \quad \text{stąd } \frac{x}{y} = \frac{640}{1920}$$

Następnie należy wykonać dzielenie liczb wynikających z przekształcenia równania, a wynik zapisać w postaci stosunku otrzymanej wartości do jedności. Mnożenie licznika i mianownika tego ułamka kolejno przez 2, 3 itd. doprowadza do wyrażenia stosunku x do y za pomocą najmniejszych liczb całkowitych

$$\frac{x}{y} = \frac{640}{1920} = 0,333 = \frac{0,333}{1} = \frac{0,666}{2} = \frac{0,999}{3} \approx \frac{1}{3}$$

Stąd wzór elementarny SO_3 , a pierwsze równanie przybierze postać:

$$\frac{x}{y} = \frac{1}{3}$$

i ułatwia rozwiązanie drugiego równania, jeśli celem obliczeń jest wyznaczenie wzoru rzeczywistego.

3. Przy ustalaniu wzoru rzeczywistego związku zawierającego trzy lub więcej pierwiastków, należy zapisać wzór ogólny w postaci $A_xB_yC_z$. Następnie wyrazić stosunki $x : y$ oraz $x : z$ (lub dwa inne stosunki indeksów x, y, z) za pomocą możliwie najmniejszych liczb całkowitych i – jeśli okaże się to konieczne – obliczyć kilka kolejnych wielokrotności. Na przykład:

$$\frac{x}{y} = \frac{3}{5} = \frac{6}{10}$$

$$\frac{y}{z} = \frac{2}{1} = \frac{4}{2} = \frac{6}{3} = \frac{8}{4} = \frac{10}{5}$$

Stosunek $x : y : z$ ustalamy, wybierając wartość x oraz z z tych ułamków, w których y ma taką samą wartość

$$x : y : z = 6 : 10 : 5$$

(patrz również przykład 3.6).

4. Ustalenie wzoru rzeczywistego, przy znanym już wzorze elementarnym i masie cząsteczkowej (lub masie mola), można przeprowadzić następująco:
wzór elementarny CH_2O ,
masa cząsteczkowa 180 u,
wzór rzeczywisty zapisujemy w postaci $(CH_2O)_n$, gdzie

$$n = \frac{M_r(CH_2O)_n}{M_r(CH_2O)} = \frac{180 \text{ u}}{(12 + 2 + 16) \text{ u}} = \frac{180}{30} = 6$$

stąd wzór rzeczywisty $C_6H_{12}O_6$.

3.30. W celu ustalenia wzoru węgliku glinu przeprowadzono odpowiednie doświadczenie i stwierdzono, że w związku tym stosunek liczby atomów glinu do liczby atomów węgla jest równy 1 : 0,75. Ustalić wzór elementarny tego węgliku.

3.31. W związku chemicznym $C_xH_yO_z$ stosunek $x : y$ wynosi 3 : 5, a stosunek $y : z$ wynosi 2 : 1. Ustalić wzór elementarny tego związku.

3.32. Podać wzór elementarny następujących substancji: N_2O_4 , H_2O_2 , $C_6H_{12}O_6$.

3.33. Ustalić wzór elementarny związku zawierającego 59% sodu i 41% siarki.

3.34. Stosunek masowy żelaza do siarki w pewnym związku wynosi 7 : 8. Podać wzór elementarny tego związku.

- ***3.35.** Tytan tworzy trzy tlenki, których skład przedstawiono na osi liczbowej (o długości 10 cm) w punktach a , b , c :



Ustalić wzory elementarne tych tlenków.

- 3.36.** Po spaleniu 4,2 g żelaza w tlenie otrzymano 5,8 g tlenku. Ustalić jego wzór elementarny.
- 3.37.** Stop zawiera 30,8% sodu i 69,2% ołowiu. Obliczyć, ile atomów sodu przypada na 1 atom ołowiu w tym stopie.
- 3.38.** Obliczyć wartościowość siarki w tlenku, wiedząc, że 1 g tlenku zawiera 0,4 g siarki.
- 3.39.** Ustalić wzór rzeczywisty związku potasu z tlenem, zawierającego 71% potasu, jeżeli masa cząsteczkowa tego związku wynosi 110 u.
- 3.40.** Ustalić wzór rzeczywisty tlenku azotu o masie cząsteczkowej 92 u, zawierającego 30,5% azotu.
- 3.41.** Ustalić wzór rzeczywisty tlenku chloru o masie cząsteczkowej 167 u, wiedząc, że zawiera on 42,5% chloru.
- ***3.42.** Ustalić wzór rzeczywisty tlenku azotu zawierającego 63,6% azotu, wiedząc, że gęstość tego gazu w warunkach normalnych wynosi 1,96 g/dm³.
- ***3.43.** Ustalić wzór rzeczywisty tlenku azotu zawierającego 46,7% azotu, wiedząc, że gęstość tego gazu w temperaturze 293 K, pod normalnym ciśnieniem wynosi 1,25 g/dm³.
- ***3.44.** Pewien związek chemiczny zawiera: 32,4% sodu, 22,6% siarki i 45% tlenu. Ustalić jego wzór rzeczywisty, wiedząc, że wzór elementarny jest równocześnie wzorem rzeczywistym.
- ***3.45.** Ustalić wzór rzeczywisty glukozy, wiedząc, że stosunek masowy pierwiastków wynosi C : H : O = 6 : 1 : 8, a masa mola – 180 g.
- ***3.46.** Chlor tworzy kilka jednohydronowych kwasów tlenowych. Podać wzór rzeczywisty kwasu zawierającego 35,3% chloru i 63,7% tlenu.
- ***3.47.** Ustalić wzór elementarny substancji, która w przeliczeniu na tlenki zawiera 40% MgO i 60% SiO₂.

Wskazówka. Skład procentowy niektórych substancji można określić w postaci procentowej zawartości tlenków. W tym celu wzór rozbijamy formalnie na dwa (lub więcej) wzorów tlenków. Na przykład:

$$\text{MgCO}_3 = \text{MgO} \cdot \text{CO}_2, \quad \text{wówczas } \% \text{ MgO} = \frac{M(\text{MgO})}{M(\text{MgCO}_3)} \cdot 100\%$$

$$2 \text{KNO}_3 = \text{K}_2\text{O} \cdot \text{N}_2\text{O}_5, \quad \text{wówczas } \% \text{ K}_2\text{O} = \frac{M(\text{K}_2\text{O})}{2 M(\text{KNO}_3)} \cdot 100\%$$

- * **3.48.** Siarczek pewnego jednowartościowego metalu zawiera 20% siarki. Jaki to metal?
- * **3.49.** Pierwiastki A i B tworzą związek typu A_3B_4 o masie mola 296 g, zawierający 56,8% pierwiastka A. Jaki to związek?
- ** **3.50.** Trójpierwiastkowy związek o masie mola 147 g zawiera 49% węgla i 2,7% wodoru. Podać wzór rzeczywisty związku.
- ** **3.51.** Fosforan (z resztą kwasową PO_4^{3-}) pewnego metalu ma masę cząsteczkową 212 u i zawiera 30,2% tlenu. Jaki to metal?
- ** **3.52.** Tlenek pewnego pierwiastka E zawiera 30,1% tlenu, a halogenek 65,6% halogenu. Wartościowość pierwiastka E w obu związkach jest identyczna. Jaki to halogenek? Czy można zidentyfikować pierwiastek E?
- ** **3.53.** Dwie sole potasowe pewnych kwasów tlenowych zawierają odpowiednio 24,7% i 39,6% potasu. Obie reszty kwasowe mają identyczny wzór sumaryczny, różnią się jednak wartościowością. Jakie to sole?

3.4. Ustalanie wzoru chemicznego na podstawie stosunku objętościowego reagentów. Prawo Gay-Lussaca

Przykład 3.5

Ustalić wzór rzeczywisty związku węgla z wodorem, jeżeli 1 objętość tego gazu reaguje z 2 objętościami tlenu, dając 1 objętość ditlenku węgla i 2 objętości pary wodnej. Wszystkie objętości zmierzono w tych samych warunkach ciśnienia i temperatury.

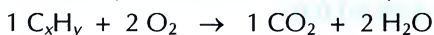
Rozwiązanie

Zakładamy, że rozpatrywany związek ma wzór C_xH_y . Układamy równanie:



stosunek objętościowy 1 : 2 : 1 : 2

Stosunek objętościowy jest równy stosunkowi molowemu, a więc określa współczynniki poprzedzające wzory (symbole) substancji w równaniu chemicznym:



Po prawej stronie równania jest 1 atom węgla, zatem po lewej też musi być 1, stąd $x = 1$. Po prawej stronie równania są 4 atomy wodoru, zatem i po lewej muszą być 4, stąd $y = 4$, czyli:



Odpowiedź: Wzór rzeczywisty związku: CH_4 .

Uwagi: Opisana metoda prowadzi do uzyskania wzoru rzeczywistego (sumarycznego). Gdyby badany węglowodór miał wzór stanowiący wielokrotność CH_4 , wówczas stosunki objętościowe byłyby inne. Sprawdź to.

- 3.54.** Podczas reakcji 2 objętości pewnego gazu z 1 objętością tlenu otrzymano 2 objętości tlenku SO_3 . Pomiary wykonano w tych samych warunkach ciśnienia i temperatury. Jaki jest wzór sumaryczny badanego gazu?

- 3.55.** Podczas reakcji 2 objętości pewnego gazu z 4 objętościami wodoru otrzymano 1 objętość azotu i 4 objętości pary wodnej. Pomiary wykonano w tych samych warunkach ciśnienia i temperatury. Jaki jest wzór sumaryczny badanego gazu?
- 3.56.** Ustalić wzór sumaryczny tlenku chloru, wiedząc, że 2 objętości tego gazu rozkładają się, tworząc 2 objętości chloru i 1 objętość tlenu, a wszystkie objętości odniesione są do tych samych warunków ciśnienia i temperatury.
- 3.57.** Dwie objętości siarkowodoru reagują z 3 objętościami tlenu, tworząc 2 objętości pary wodnej i 2 objętości pewnego gazu. Ustalić wzór sumaryczny tego gazu. Podane objętości odnoszą się do tych samych warunków ciśnienia i temperatury.
- * **3.58.** Ustalić wzór tlenku azotu, który powstaje w reakcji katalitycznego utleniania amoniaku (NH_3), wiedząc, że na każdy dm^3 amoniaku zużywa się, w tych samych warunkach ciśnienia i temperatury, $1,25 \text{ dm}^3$ tlenu i powstaje 1 dm^3 tego tlenku i para wodna.
- * **3.59.** Tlen występuje w pewnych warunkach w postaci odmiany alotropowej, zwanej ozonem. Odmiany alotropowe tlenu różnią się od siebie liczbą atomów w cząsteczce. Obliczyć, z ilu atomów tlenu składa się cząsteczka ozonu, jeżeli gęstość ozonu w warunkach normalnych wynosi $2,14 \text{ g/dm}^3$.
- * **3.60.** Obliczyć, z ilu atomów składa się cząsteczka fosforu w stanie pary, jeżeli reaguje on z tlenem w stosunku objętościowym 1 : 5 (fosfor do tlenu), a produktem reakcji jest tlenek P_2O_5 .
- * **3.61.** Z ilu atomów składa się cząsteczka siarki w stanie pary, jeżeli jedna objętość par siarki reaguje z 8 objętościami tlenu dając tlenek SO_2 ? Podane objętości odnoszą się do tych samych warunków ciśnienia i temperatury.
- * **3.62.** Dwie objętości pewnego tlenku azotu reagują z 4 objętościami wodoru, dając jedną objętość azotu i 4 objętości pary wodnej. Pomiary objętości wykonano w temperaturze 400 K pod ciśnieniem 500 000 Pa. Ustalić wzór zredukowanego tlenku azotu.

3.5. Stechiometria hydratów

Przykład 3.6

Ustalić wzór chemiczny hydratu chlorku wapnia, jeżeli wiadomo, że zawiera on 49,3% wody.

Rozwiązanie

Metoda I

Wzór hydratu chlorku wapnia można zapisać w formie ogólnej: $\text{CaCl}_2 \cdot x \text{H}_2\text{O}$, gdzie x stanowi liczbę moli cząsteczek wody przypadającą na 1 mol CaCl_2 . Celem zadania jest obliczenie wartości x . 100 g hydratu zawiera 49,3 g wody i $(100 - 49,3) \text{ g} = 50,7 \text{ g}$ CaCl_2 . $49,3 \text{ g H}_2\text{O}$ to $\frac{49,3}{18} = 2,7$ mola, a $50,7 \text{ g CaCl}_2$ to $\frac{50,7}{111} = 0,45$ mola.

$$\frac{\text{liczba moli H}_2\text{O}}{\text{liczba moli CaCl}_2} = \frac{2,7}{0,45} = \frac{x}{1} \quad \text{stąd} \quad x = 6$$

Odpowiedź: Wzór chemiczny hydratu chlorku wapnia: $\text{CaCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$.

Metoda II

Można wykorzystać system stosowany do ustalania wzorów sumarycznych przy znanym stosunku masowym składników (patrz przykład 3.4), zapisując wzór hydratu w postaci A_xB_y , gdzie A i B stanowią odpowiednie fragmenty wzoru (grupy symboli). $\text{CaCl}_2 \cdot x \text{H}_2\text{O}$ zapisujemy w formie $(\text{CaCl}_2)_1 (\text{H}_2\text{O})_x$. Procent CaCl_2 wyniesie $100\% - 49,3\% = 50,7\%$. Masa mola CaCl_2 wynosi 111 g, a $\text{H}_2\text{O} - 18$ g. Zatem:

$$\frac{111 \text{ g} \cdot 1}{18 \text{ g} \cdot x} = \frac{50,7}{49,3} \quad \text{stąd} \quad x = 6$$

Odpowiedź: Wzór hydratu: $\text{CaCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$.

- 3.63.** Obliczyć, w procentach, zawartość wody hydratacyjnej w $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$.
- * **3.64.** Ile procent cynku zawiera 1 dm³ hydratu o składzie $\text{Zn}_5(\text{OH})_6(\text{CO}_3)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$?
- 3.65.** Ustalić wzór hydratu siarczanu Na_2SO_4 , jeżeli zawiera on 47% wody.
- 3.66.** Soda krystaliczna zawiera 63% wody. Ile cząsteczek wody przypada na jedną cząsteczkę Na_2CO_3 ?
- 3.67.** Ustalić wzór chemiczny hydratu wodorosiarczku wapnia zawierającego 50,4% wody.
- 3.68.** Obliczyć liczbę cząsteczek wody hydratacyjnej w karnalicie ($\text{KMgCl}_3 \cdot n \text{H}_2\text{O}$), jeżeli zawiera on 39% wody.
- 3.69.** Ustalić wzór chemiczny hydratu chlorku wapnia zawierającego 27,2% wapnia.
- * **3.70.** Sól $\text{M}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ zawiera 14,3% metalu M. Jaki to metal?
- ** **3.71.** 5 g uwodnionego siarczanu $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ rozpuszczono w wodzie i cały zawarty w nim glin wytrącono ilościowo w postaci AlAsO_4 o masie 2,5 g. Obliczyć liczbę moli wody hydratacyjnej przypadającej na 1 mol $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.
- ** **3.72.** Z iloma cząsteczkami wody krystalizuje MgHPO_4 , jeżeli hydrat zawiera 40,8% P_2O_5 ?

Rozdział 4.

Stechiometria równań chemicznych

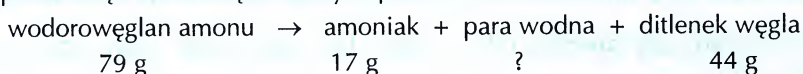
4.1. Prawo zachowania masy

Przykład 4.1

Wodorowęglan amonu ulega w czasie ogrzewania rozkładowi na amoniak, ditlenek węgla i parę wodną. Z rozkładu 79 g wodorowęglanu amonu otrzymano 17 g amoniaku i 44 g ditlenku węgla. Obliczyć, ile otrzymano pary wodnej.

Rozwiązanie

Opisaną przemianę chemiczną możemy zapisać:



Korzystając z prawa zachowania masy układamy równanie:

$$79 = 17 + x + 44$$

Po rozwiązaniu równania otrzymamy:

$$x = 18$$

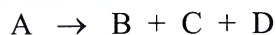
Odpowiedź: Otrzymano 18 g pary wodnej.

4.1. Podczas rozkładu 30 g tlenku HgO powstało 27,8 g rtęci oraz tlen. Obliczyć, ile powstało tlenu.

4.2. Podczas ogrzewania 2,4 g magnezu powstały 3 g tlenku MgO. Obliczyć, ile gramów tlenu przyłączył magnez.

4.3. Malachit ulega w czasie ogrzewania rozkładowi na ditlenek węgla, tlenek miedzi (CuO) i wodę. Z rozkładu 221 g malachitu otrzymano 159 g tlenku miedzi i 18 g wody. Obliczyć, ile otrzymano ditlenku węgla.

4.4. Reakcja przebiega według schematu:



Z 80 g substancji A otrzymano 20 g substancji C. Stosunek masowy B do D wynosił 1 : 3. Ile otrzymano gramów substancji B i D?

***4.5.** Próbkę wody rozłożono na tlen i wodór. Otrzymano 4 dm³ wodoru i 2 dm³ tlenu zmierzone w warunkach normalnych. Obliczyć masę próbki wody, jeżeli gęstość wodoru wynosi 0,089 g/dm³, a tlenu – 1,43 g/dm³ (w warunkach normalnych).

***4.6.** Z rozkładu 15,8 g wodorowęglanu amonu otrzymano 3,6 g pary wodnej i 4,48 dm³ ditlenku węgla. Trzecim produktem rozkładu jest amoniak. Obliczyć objętość otrzymanego amoniaku, jeżeli jego gęstość w temperaturze pomiaru wynosi 0,76 g/dm³, a gęstość ditlenku węgla wynosi 1,96 g/dm³.

4.2. Molowy stosunek stechiometryczny reagentów

Przykład 4.2

Obliczyć molowy stosunek stechiometryczny: a) tlenu do amoniaku, b) amoniaku do wody, w reakcji przebiegającej według równania:



Rozwiązanie

$$\text{a) } \frac{5 \text{ O}_2}{4 \text{ NH}_3} = \frac{5 \text{ moli}}{4 \text{ mole}} = \frac{5}{4}$$

$$\text{b) } \frac{4 \text{ NH}_3}{6 \text{ H}_2\text{O}} = \frac{4 \text{ mole}}{6 \text{ moli}} = \frac{2}{3}$$

Odpowiedź: Molowy stosunek stechiometryczny tlenu do amoniaku wynosi 5 : 4, a amoniaku do wody 2 : 3.

Przykład 4.3

Ile moli amoniaku (NH_3) przereaguje z 15 molami tlenu, jeżeli produktami reakcji są: tlenek azotu (NO) i para wodna?

Analiza problemu

Obliczenia wynikające z równania reakcji chemicznej polegają na wykorzystaniu stosunku stechiometrycznego określonego tym równaniem. Stosunek stechiometryczny reagentów można określić liczbami moli (tzw. molowy stosunek stechiometryczny – patrz rozwiązanie przykładu) lub liczbami jednostek masowych, na przykład gramów (patrz przykład 4.4), lub liczbami jednostek objętościowych, na przykład decymetrów sześciennych (patrz przykład 4.9). Wybór rodzaju stosunku stechiometrycznego zależy od danych zadania. Istnieje też możliwość wykorzystywania mieszanych stosunków stechiometrycznych, na przykład molowo-masowego (przykład 4.6), molowo-objętościowego (przykład 4.10) bądź masowo-objętościowego (przykład 4.11).

Zasada wykorzystywania stosunku stechiometrycznego wynika zawsze z tych samych prawdowości. Przyjmijmy, że w równaniu



gdzie S_n – wzory substancji, stosunek stechiometryczny wynosi $a_1 : a_2 : a_3 : a_4$



$$a_1 : a_2 : a_3 : a_4$$

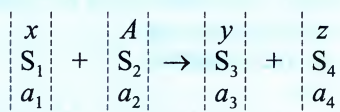
gdzie a_n są liczbami moli, gramów, decymetrów sześciennych lub innych jednostek. Załóżmy, że chcemy użyć do reakcji A (moli, gramów lub dm^3) substancji S_2 . Ilości x , y , z pozostałych reagentów obliczamy, układając równanie (lub proporcję) uwzględniające odpowiednie stosunki stechiometryczne. Poprawne ułożenie takiego równania (lub proporcji) ułatwia odpowiedni zapis wielkości danych i szukanych oraz stosunku stechiometrycznego sporządzony tak, aby powiązane ze sobą wielkości i wzory tworzyły pionowe kolumny (zaznaczone w trzech poniższych wariantach przerywanymi liniami):

Wariant A:

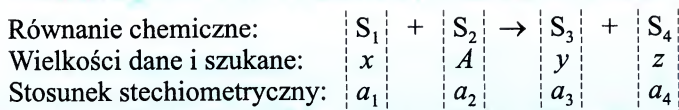
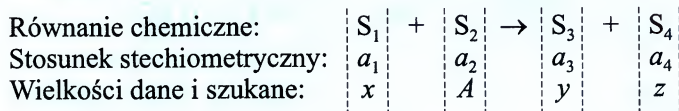
Wielkości dane i szukane:

Równanie chemiczne:

Stosunek stechiometryczny:



cd.

Wariant B:**Wariant C:**

W dalszych przykładach będzie stosowany wariant A. Jeżeli jednak rozwiązując samodzielnie zadania, stosowałeś już inny wariant, to pozostań przy nim, koniecznie jednak przestrzegaj zapisywania wzorów chemicznych i odpowiadających im wielkości w kolumnach pionowych.

Na podstawie każdego z powyższych zapisów można ułożyć odpowiednie równania lub proporcje:

Niewiadoma	Równanie	Proporcja
x	$\frac{a_1}{a_2} = \frac{x}{A}$	Jeżeli a_1 reaguje z a_2 to x reaguje z A
y	$\frac{a_2}{a_3} = \frac{A}{y}$	Jeżeli z a_2 powstaje a_3 to z A powstaje y
z	$\frac{a_2}{a_4} = \frac{A}{z}$	Jeżeli z a_2 powstaje a_4 to z A powstaje z

Przy układaniu takich równań należy pamiętać, aby wartości występujące w licznikach obu ułamków (tego po lewej i tego po prawej stronie równania) były wyrażone w tych samych jednostkach, to znaczy oba w molach lub oba w gramach. Również wartości występujące w mianownikach muszą być wyrażone w tych samych jednostkach. Poprawne są oczywiście równania, w których wartości występujące w obu licznikach mają inne jednostki niż wartości występujące w obu mianownikach:

$$\frac{x[\text{mol}]}{A[\text{g}]} = \frac{a_1[\text{mol}]}{a_2[\text{g}]} \quad \text{lub} \quad \frac{x[\text{g}]}{A[\text{mol}]} = \frac{a_1[\text{g}]}{a_2[\text{mol}]}$$

Analogiczna zasada dotyczy proporcji: wartości zapisane po lewej stronie (np. a_1 oraz x w pierwszym przykładzie powyższej tabeli) muszą być wyrażone w takich samych jednostkach. Wartości zapisane po prawej stronie (a_2 oraz A) też muszą mieć identyczne jednostki, ale niekoniecznie te same co wartości po lewej stronie (a_1 oraz x) – patrz przykład 4.6.

Obliczenia stechiometryczne wynikające z równań reakcji można początkowo, to znaczy przed nabraniem wprawy, rozwiązywać, przyjmując następujący schemat postępowania:

1. Ułożyć równanie reakcji chemicznej.
2. Podkreślić wzór substancji, której ilość jest podana i wzór substancji, której ilość należy obliczyć.
3. Wypisać wielkości dane i szukane nad wzorami odpowiednich substancji.
4. Ustalić stosunek stechiometryczny podkreślonych substancji, podając ilości każdej substancji w takich samych jednostkach, jak w zapisie nad wzorem.
5. Ułożyć równanie lub proporcję.
6. Obliczyć wartość niewiadomej.
7. Podać odpowiedź.

W podanych dalej przykładach 4.5 i 4.6 cyframi arabskimi oznaczono kolejne czynności według proponowanego toku postępowania.

Rozwiązanie

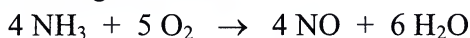
1.	$4 \text{NH}_3 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{NO} + 6 \text{H}_2\text{O}$	
2.	$4 \text{NH}_3 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{NO} + 6 \text{H}_2\text{O}$	
3.	$\begin{array}{ccc} x \text{ (moli)} & 15 \text{ moli} & \\ \hline 4 \text{NH}_3 & + & 5 \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{NO} + 6 \text{H}_2\text{O} \end{array}$	
4.	$\begin{array}{ccc} x \text{ (moli)} & 15 \text{ moli} & \\ \hline 4 \text{NH}_3 & + & 5 \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{NO} + 6 \text{H}_2\text{O} \\ \hline 4 \text{ mole} & & 5 \text{ moli} \end{array}$	
5.	<i>Sposób I</i> (z równania) $\frac{4 \text{ mole}}{5 \text{ moli}} = \frac{x}{15 \text{ moli}}$	<i>Sposób II</i> (z proporcji) Jeżeli 4 mole NH_3 reagują z 5 molami O_2 , to x NH_3 reaguje z 15 molami O_2
6.	$x = \frac{4 \text{ mole} \cdot 15 \text{ moli}}{5 \text{ moli}}$ $x = 12 \text{ moli}$	$x = \frac{4 \text{ mole} \cdot 15 \text{ moli}}{5 \text{ moli}} = 12 \text{ moli}$
7.	Odpowiedź: Przereaguje 12 moli amoniaku.	

4.7. Obliczyć stosunek stechiometryczny glinu do tlenu w reakcji otrzymywania Al_2O_3 , podając liczbę moli glinu i liczbę moli tlenu cząsteczkowego.

4.8. Ile moli miedzi potrzeba do otrzymania 7 moli siarczku Cu_2S ?

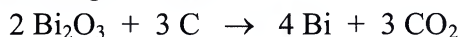
4.9. Ile moli siarczku Al_2S_3 powstanie w reakcji glinu z 0,12 mola siarki?

4.10. Reakcja przebiega według równania:



Obliczyć, ile moli tlenu cząsteczkowego potrzeba do utlenienia 0,6 mola amoniaku (NH_3).

4.11. Reakcja przebiega według równania:



Obliczyć, ile moli bizmutu powstało w reakcji, jeżeli równocześnie otrzymano 7,5 mola ditlenku węgla.

* **4.12.** Ile moli tlenu atomowego powstaje z rozkładu 3 moli nadtlenku wodoru na wodę i tlen? Ile moli tlenu cząsteczkowego powstanie podczas rozkładu 3 moli nadtlenku wodoru na pierwiastki?

* **4.13.** Czy 0,25 mola wodoru wystarczy do otrzymania 0,2 mola amoniaku?

** **4.14.** Produktami reakcji żelaza z wodą są tlenek Fe_3O_4 i wodór. Ułożyć równanie tej reakcji przy założeniu, że uczestniczy w niej 20 moli wody. Obliczyć, ile moli magnezu trzeba zużyć w reakcji z chlorowodorem aby otrzymać równoważną ilość wodoru.

**** 4.15.** Produktami reakcji utleniania siarczku Cu_2S są dwa tlenki. Napisać równanie tej reakcji przy założeniu, że uczestniczy w niej 20 moli siarczku Cu_2S i obliczyć, czy z ilości powstałego tlenku CuO można w reakcji z węglem wytworzyć 22 mole ditlenku węgla.

4.3. Masowy stosunek stechiometryczny reagentów

Przykład 4.4

Obliczyć masowy stosunek stechiometryczny magnezu do tlenu w reakcji przebiegającej według równania:



Rozwiązanie

Masa atomowa magnezu wynosi 24 u, a tlenu 16 u, zatem masa mola magnezu wynosi 24 g, a masa mola tlenu cząsteczkowego wynosi $2 \cdot 16 \text{ g} = 32 \text{ g}$.

Równanie chemiczne: $2 \text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{MgO}$

Stosunek stechiometryczny: $(2 \cdot 24) \text{ g} \quad 32 \text{ g}$

$$\text{Zatem: } \frac{\text{magnez}}{\text{tlen}} = \frac{2 \text{ Mg}}{\text{O}_2} = \frac{48 \text{ g}}{32 \text{ g}} = \frac{3}{2}$$

Odpowiedź: Masowy stosunek stechiometryczny magnezu do tlenu wynosi 3 : 2.

Przykład 4.5

Ile gramów siarki trzeba do otrzymania 100 g siarczku glinu (Al_2S_3) z glinu i siarki?

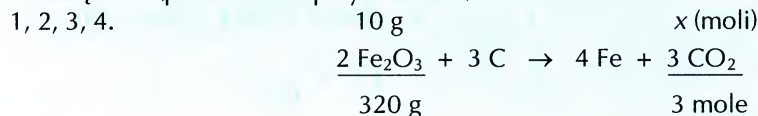
Rozwiązanie (patrz analiza przykładu 4.3)

1.	$2 \text{Al} + 3 \text{S} \rightarrow \text{Al}_2\text{S}_3$	
2.	$2 \text{Al} + \underline{3 \text{S}} \rightarrow \underline{\text{Al}_2\text{S}_3}$	
3 i 4.	$x \text{ (g)} \quad 100 \text{ g}$ $2 \text{Al} + \underline{3 \text{S}} \rightarrow \underline{\text{Al}_2\text{S}_3}$ $96 \text{ g} \quad 150 \text{ g}$	
5.	<i>Sposób I</i> (z równania) $\frac{96 \text{ g}}{150 \text{ g}} = \frac{x}{100 \text{ g}}$	<i>Sposób II</i> (z proporcji) Jeżeli z 96 g siarki powstaje 150 g Al_2S_3 to z x siarki powstaje 100 g Al_2S_3
6.	$x = \frac{96 \text{ g} \cdot 100 \text{ g}}{150 \text{ g}}$ $x = 64 \text{ g}$	$x = \frac{96 \text{ g} \cdot 100 \text{ g}}{150 \text{ g}} = 64 \text{ g}$
7.	<i>Odpowiedź:</i> Potrzeba 64 g siarki.	

Przykład 4.6

Ile moli ditlenku węgla powstanie z reakcji 10 g tlenku Fe_2O_3 z węglem?

Rozwiązanie (patrz analiza przykładu 4.3)



5 i 6.

Sposób I (z równania)

$$\frac{320 \text{ g}}{3 \text{ mol}} = \frac{10 \text{ g}}{x}$$
$$x = 0,0938 \text{ mola}$$

Sposób II (z proporcji)

Jeżeli z 320 g Fe_2O_3 powstają 3 mole CO_2
to z 10 g Fe_2O_3 powstaje x

$$x = \frac{10 \text{ g} \cdot 3 \text{ mol}}{320 \text{ g}} = 0,0938 \text{ mola}$$

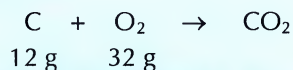
7. **Odpowiedź:** Powstanie 0,0938 mola ditlenku węgla.

Przykład 4.7

Czy 20 g tlenu wystarczy do całkowitego spalenia 5 g węgla, jeżeli produktem reakcji jest ditlenek węgla?

Analiza problemu

Reakcja przebiega według równania:

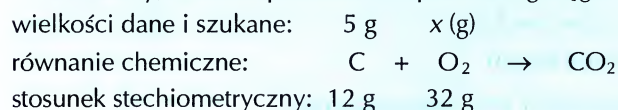


które określa stosunek stechiometryczny węgla do tlenu, wynoszący 12 g : 32 g. Znajomość tego stosunku pozwala na obliczenie, ile tlenu potrzeba do spalenia 5 g węgla lub też, ile węgla można spalić za pomocą 20 g tlenu.

Rozwiązanie

Metoda I

Obliczamy, ile tlenu potrzeba do spalenia 5 g węgla:



Obliczenia:

Sposób I (z równania)

$$\frac{12 \text{ g}}{32 \text{ g}} = \frac{5 \text{ g}}{x}$$
$$x = 13,3 \text{ g}$$

Sposób II (z proporcji)

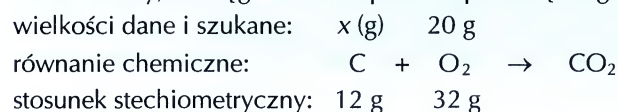
Jeżeli do spalenia 12 g C potrzeba 32 g O₂
to do spalenia 5 g C potrzeba x

$$x = \frac{5 \text{ g} \cdot 32 \text{ g}}{12 \text{ g}} = 13,3 \text{ g}$$

Wynik ten oznacza, że do spalenia 5 g węgla potrzeba tylko 13,3 g tlenu, zatem podana w zadaniu ilość 20 g wystarczy w zupełności. Nadmiar tlenu nie brałby udziału w reakcji.

Metoda II

Obliczamy, ile węgla można spalić za pomocą 20 g tlenu:



cd.

Obliczenia:

Sposób I (z równania)

$$\frac{12 \text{ g}}{32 \text{ g}} = \frac{x}{20 \text{ g}}$$
$$x = 7,5 \text{ g}$$

Sposób II (z proporcji)

Jeżeli 12 g C można spalić za pomocą 32 g O₂,
to x można spalić za pomocą 20 g O₂

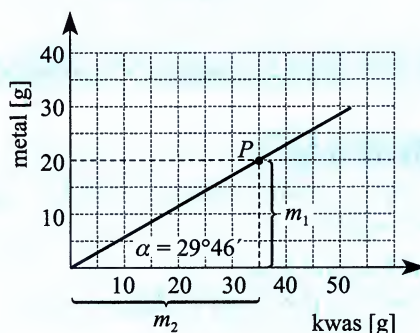
$$x = \frac{12 \text{ g} \cdot 20 \text{ g}}{32 \text{ g}} = 7,5 \text{ g}$$

Wynik ten oznacza, że dysponując 20 g tlenu, możemy spalić 7,5 g węgla, czyli więcej niż podano w zadaniu (5 g), a zatem tlen byłby w takim przypadku użyty w nadmiarze.

Odpowiedź: Tak, wystarczy.

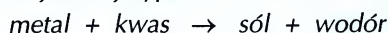
Przykład 4.8

W reakcji pewnego dwuwartościowego metalu z kwasem H₂SO₄ wydzieliał się wodór. Wykres przedstawia zależność masy reagującego kwasu od masy użytego metalu. Obliczyć masę atomową metalu.



Analiza problemu

W każdej reakcji chemicznej stosunek stechiometryczny jednego substratu do drugiego jest wielkością stałą. W rozpatrywanej reakcji typu:



stosunek masy metalu do masy kwasu jest stały. Wykres ilustrujący zależność tego typu jest linią prostą, przechodzącą przez początek układu współrzędnych i tworzącą pewien kąt α z dodatnim kierunkiem osi X. Tangens tego kąta jest równy stosunkowi stechiometrycznemu:

$$\frac{m_1}{m_2} = \text{tg } \alpha$$

gdzie: m_1 – masa metalu,
 m_2 – masa kwasu.

Zależność tę można wykorzystać w obliczeniach stechiometrycznych.

Rozwiązanie

Układamy ogólne równanie reakcji dwuwartościowego metalu M z kwasem H₂SO₄ i analizujemy posiadane informacje:

wielkości dane i szukane: $m_1 = ?$ $m_2 = ?$



stosunek stechiometryczny: $x \text{ (g)}$ 98 g

Równanie, które możemy ułożyć:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{x}{98}$$

zawiera trzy niewiadome, lecz $\frac{m_1}{m_2} = \text{tg } \alpha$

stąd $\text{tg } \alpha = \frac{x}{98}$, zatem $x = 98 \cdot \text{tg } \alpha$

W tablicach matematycznych odszukujemy wartość $\text{tg } 29^\circ 46'$, która wynosi 0,572, zatem $x = 98 \cdot 0,572 = 56$, co oznacza, że masa mola metalu wynosi 56 g, a zatem masa atomowa wynosi 56 u (żelazo).

Podanie wartości kąta na wykresie stanowi ułatwienie, lecz nie jest informacją konieczną do rozwiązania zadania. Dla dowolnie wybranego punktu P stosunek rzędnej (20) do odciętej (35) daje wartość $\text{tg } \alpha$:

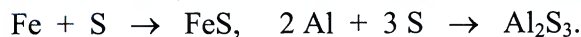
$$\frac{20}{35} = 0,571$$

Odpowiedź: Masa atomowa metalu wynosi 56 u.

Uwagi:

1. Wykres ilustrujący zależności stechiometryczne w danej reakcji można sporządzić, dysponując jej równaniem chemicznym lub wynikami pomiarów doświadczalnych. Mając gotowy, wykonany przez inną osobę wykres, można ustalić wartość tangensa kąta nachylenia prostej, a stąd drogą odpowiednich obliczeń można uzyskać informacje o zależnościach ilościowych reakcji, bądź zidentyfikować użyty substrat lub produkt.
2. Sporządzając wykres należy pamiętać o kilku zasadach. Zależności ilościowe można przedstawić wykresem, nanosząc na oś X inne jednostki niż na oś Y , np. gramy, mole, dm^3 w dowolnych kombinacjach. Można też nanosić na obie osie te same jednostki, lecz w różnych skalach, np. 1 g = 1 cm na osi X , a 1 g = 2 cm na osi Y . Skalę należy tak dobierać, aby kąt tworzony przez prostą z osią X był bliski 45° . Dokładność odczytu z wykresu jest wtedy największa. Określenie stosunku stechiometrycznego (proporcjonalnego do tangensa kąta nachylenia prostej) z wykresu tego typu polega na odczytaniu wartości rzędnej i odciętej dowolnego punktu (możliwie odległego od początku układu) w takich jednostkach, jakie naniesiono na osie (a nie w jednostkach długości) oraz ich podzieleniu.

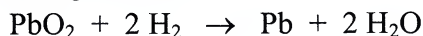
4.16. Obliczyć masowy stosunek stechiometryczny metalu do siarki w reakcjach:



4.17. Ile gramów fosforu potrzeba do otrzymania 0,5 g siarczku P_2S_5 ?

4.18. Ile gramów pary wodnej powstaje podczas redukcji 4 g tlenku CuO wodorem?

4.19. Reakcja przebiega według równania:



Obliczyć, ile gramów ołowiu powstało w reakcji, jeżeli równocześnie otrzymano 3 g wody.

4.20. Z iloma gramami siarki należy mieszać 20 g żelaza, aby powstający po reakcji siarczek FeS nie był zanieczyszczony żadnym z substratów?

4.21. Ile gramów wodorotlenku sodu potrzeba do zobojętnienia 12 g kwasu H_3PO_4 ?

4.22. Ile gramów tlenu i ile gramów wodoru potrzeba do otrzymania 2 cm^3 wody?

4.23. Ile moli tlenu potrzeba do utlenienia 11,2 g tlenku CO do tlenku CO_2 ?

4.24. Ułożyć równanie reakcji otrzymywania węglika glinu (Al_4C_3) z glinu i węgla. Obliczyć, ile moli glinu potrzeba do otrzymania 54 g tego węglika.

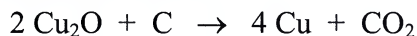
4.25. Ile gramów tlenku P_2O_5 powstanie z utlenienia 0,1 mola fosforu?

4.26. Ile milimoli kwasu H_3PO_4 można otrzymać z 14,2 g tlenku P_2O_5 ?

4.27. Ile kilomoli chloru cząsteczkowego potrzeba do otrzymania 26,1 kg chlorku SnCl_4 z metalicznej cyny?

4.28. Ile gramów tlenu potrzeba do utlenienia 0,25 mola miedzi, jeżeli powstaje tlenek CuO ?

4.29. Reakcja przebiega według równania:



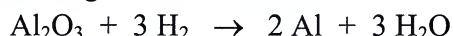
Obliczyć, ile moli miedzi powstało w reakcji, jeżeli równocześnie otrzymano 11 g ditlenku węgla.

4.30. Obliczyć, ile gramów siarki potrzeba do otrzymania 3 moli siarczku Cu_2S z miedzi i siarki.

4.31. Ile gramów tlenku SO_2 powstanie w reakcji siarki z 4 molami tlenu cząsteczkowego?

4.32. Ile gramów glinu można utlenić do tlenku glinu, mając 0,15 mola tlenu cząsteczkowego?

4.33. Reakcja przebiega według równania:



Obliczyć, ile gramów glinu powstało w reakcji, jeżeli równocześnie otrzymano 0,6 mola wody.

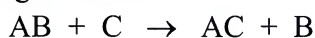
4.34. W reakcji redukcji tlenku PbO_2 wodorem otrzymano 0,5 mola ołowiu. Obliczyć, ile gramów pary wodnej powstało w tej reakcji.

4.35. Azotan NH_4NO_3 ogrzany do temperatury 440 K rozkłada się na tlenek N_2O i parę wodną. Ile moli N_2O można otrzymać z 8 g tego azotanu?

* **4.36.** W reakcji tlenku MnO_2 z kwasem solnym tworzy się chlorek MnCl_2 , chlor i woda. Ułożyć równanie reakcji i obliczyć, ile moli chloru cząsteczkowego można otrzymać z 10 g MnO_2 .

* **4.37.** Reakcja przebiega według schematu: $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{AB}$. Z 12 cm^3 substancji A (gęstość 3 g/cm^3) można otrzymać 72 g związku AB. Ile gramów związku AB można otrzymać z 16 g substancji A?

* **4.38.** Reakcja przebiega według schematu:



Stosunek masowy A do B w związku AB wynosi 1 : 3, a stosunek masowy A do C w związku AC wynosi 1 : 2. Ile gramów związku AC można otrzymać z 24 g AB?

4.39. Czy 5 g tlenu wystarczy do utlenienia 6 g siarki do tlenku SO_2

4.40. Czy 10 g glinu wystarczy do otrzymania 25 g siarczku Al_2S_3 ?

4.41. Czy 100 kg tritlenku siarki wystarczy do otrzymania 1,2 kilomola kwasu H_2SO_4 ?

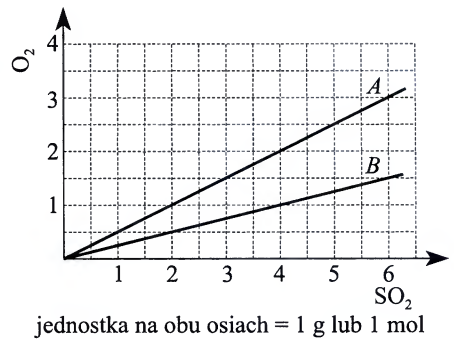
4.42. Czy można otrzymać 6,4 g miedzi redukując wodorem: 1) 7,5 g tlenku miedzi (CuO); 2) 7,5 g tlenku dimiedzi (Cu₂O)?

* **4.43.** 25 g tlenku dimiedzi zredukowano w strumieniu wodoru. Po przerwaniu ogrzewania masa wytworzonej miedzi i niezredukowanego tlenku wynosiła 24,5 g. Ile pary wodnej powstało podczas reakcji?

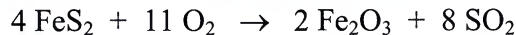
* **4.44.** Na ile gramów magnezu należy działać kwasem, aby otrzymać tyle wodoru, ile powstaje go w reakcji 3 g glinu z kwasem?

* **4.45.** Ile gramów tlenku Fe₂O₃ potrzeba do otrzymania takiej ilości żelaza, jaką można otrzymać redukując 144 g tlenku FeO?

4.46. Która z linii na wykresie ilustruje molowy, a która masowy stosunek stechiometryczny tlenu do ditlenku siarki, w reakcji katalitycznego utleniania ditlenku siarki do tritlenku siarki?

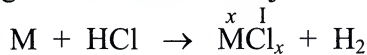


4.47. Narysować wykresy ilustrujące masowy i molowy stosunek stechiometryczny ditlenku siarki do pirytu (FeS₂), w reakcji spalania pirytu:



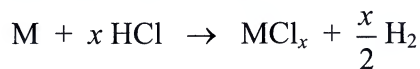
* **4.48.** Wykres ilustruje zależność liczby moli wodoru cząsteczkowego, otrzymanego w reakcji pewnego metalu z kwasem solnym, od liczby moli użytego metalu. Obliczyć wartościowość metalu.

Wskazówka: Wartościowość metalu oznaczamy przez x i układamy ogólne równanie reakcji:



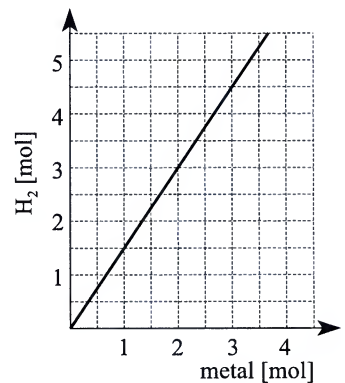
Dobieramy kolejno współczynniki wyrównujące:

- liczbę atomów chloru (x atomów po prawej stronie równania, zatem x cząsteczek HCl po lewej stronie),
- liczbę atomów wodoru (x atomów po lewej stronie równania, zatem x atomów wydziela się w postaci $\frac{x}{2}$ cząsteczek dwuatomowych H₂):



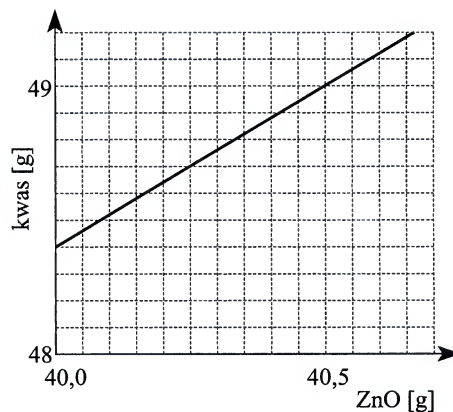
molowy stosunek stechiometryczny: 1 mol

$\frac{x}{2}$ moli



* **4.49.** Wykres ilustruje zależności ilościowe reakcji pomiędzy tlenkiem cynku i pewnym dwuhydronowym kwasem tlenowym. Ustalić wzór tego kwasu.

Wskazówka: Najpierw należy obliczyć masę cząsteczkową kwasu.



** **4.50.** Woderek NaH reaguje z wodą z wydzieleniem wodoru i utworzeniem wodorotlenku sodu. Obliczyć, ile gramów kwasu HNO₃ potrzeba do zobojętnienia roztworu NaOH otrzymanego po rozтворzeniu 12 g NaH w wodzie.

4.4. Objętościowy stosunek stechiometryczny reagentów

Przykład 4.9

Ile dm³ tlenu przereaguje z 15 dm³ wodoru, tworząc wodę, jeżeli objętości odniesiemy do warunków normalnych?

Rozwiązanie

Postępujemy jak w obliczeniach stechiometrycznych opartych na równaniu reakcji chemicznej:



Obliczenia:

Sposób I (z równania)

$$\frac{2 \text{ dm}^3}{1 \text{ dm}^3} = \frac{15 \text{ dm}^3}{x}$$

$$x = 7,5 \text{ dm}^3$$

Sposób II (z proporcji)

Jeżeli 2 dm³ wodoru reagują z 1 dm³ tlenu
to 15 dm³ wodoru reaguje z x

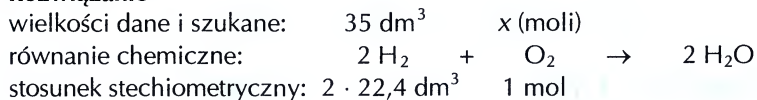
$$x = \frac{15 \text{ dm}^3 \cdot 1 \text{ dm}^3}{2 \text{ dm}^3} = 7,5 \text{ dm}^3$$

Odpowiedź: Przereaguje 7,5 dm³ tlenu.

Przykład 4.10

Ile moli tlenu przereaguje z 35 dm³ wodoru (warunki normalne)?

Rozwiązanie



Obliczenia:

Sposób I (z równania)

$$\frac{2 \cdot 22,4 \text{ dm}^3}{1 \text{ mol}} = \frac{35 \text{ dm}^3}{x}$$
$$x = 0,781 \text{ mola}$$

Sposób II (z proporcji)

$$\begin{array}{l} \text{Jeżeli } 2 \cdot 22,4 \text{ dm}^3 \text{ H}_2 \text{ reaguje z 1 molem O}_2 \\ \text{to } 35 \text{ dm}^3 \text{ H}_2 \text{ reaguje z } x \end{array}$$

$$x = \frac{35 \text{ dm}^3 \cdot 1 \text{ mol}}{2 \cdot 22,4 \text{ dm}^3} = 0,781 \text{ mola}$$

Odpowiedź: Przereaguje 0,781 mola tlenu.

Przykład 4.11

Ile gramów wodoru przereaguje z 6 dm³ tlenu (warunki normalne)?

Rozwiązanie

Postępujemy jak w obliczeniach stechiometrycznych wynikających z równań reakcji chemicznej. Stosunek stechiometryczny określamy liczbą gramów wodoru do liczby moli tlenu, przy czym liczbę moli tlenu zastępujemy objętością molową 22,4 dm³:

wielkości dane i szukane: x (g) 6 dm³

równanie chemiczne: 2 H₂ + O₂ → 2 H₂O

stosunek stechiometryczny: 4 g 22,4 dm³

Obliczenia:

Sposób I (z równania)

$$\frac{4 \text{ g}}{22,4 \text{ dm}^3} = \frac{x}{6 \text{ dm}^3}$$
$$x = 1,07 \text{ g}$$

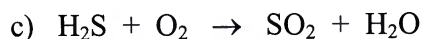
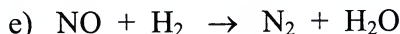
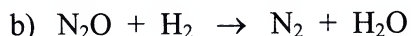
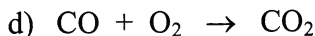
Sposób II (z proporcji)

Jeżeli 4 g wodoru reagują z 22,4 dm³ tlenu
to x wodoru reaguje z 6 dm³ tlenu

$$x = \frac{4 \text{ g} \cdot 6 \text{ dm}^3}{22,4 \text{ dm}^3} = 1,07 \text{ g}$$

Odpowiedź: Przereaguje 1,07 g wodoru.

4.51. Dobrać współczynniki w podanych niżej równaniach reakcji, a następnie określić stosunki objętościowe substratów i produktów (wszystkie reagenty są gazami):



4.52. Podać po jednym przykładzie reakcji gazowej, w której łączna objętość substratów jest: 1) większa, 2) mniejsza, 3) równa łącznej objętości produktów.

4.53. Jaka objętość tlenu jest potrzebna do spalenia 10 dm³ wodoru odmierzonego w tych samych warunkach?

4.54. Ile dm³ chlorowodoru (HCl) możemy otrzymać dysponując 15 dm³ chloru?

4.55. Jaką objętość zajmą, w warunkach normalnych, produkty reakcji przebiegającej według równania N₂O₃ → NO₂ + NO, jeżeli nastąpi rozkład 3 moli N₂O₃?

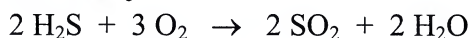
4.56. Ile m³ wodoru i ile m³ azotu potrzeba do otrzymania 50 m³ amoniaku (NH₃)?

4.57. Obliczyć objętość tlenu potrzebną do spalenia 25 dm^3 pewnego gazu, wiedząc, że 2 objętości tego gazu reagują w tych samych warunkach ciśnienia i temperatury z 13 objętościami tlenu.

4.58. 6 cm^3 amoniaku poddano rozkładowi na pierwiastki. Obliczyć łączną objętość produktów w tych samych warunkach.

* **4.59.** Z mieszaniny gazowego tlenu i wodoru o stosunku objętościowym 1 : 2 po przeprowadzeniu reakcji otrzymano $p \text{ cm}^3$ wody ciekłej. Jaka była objętość początkowa gazów, jeżeli znajdowały się one w warunkach normalnych?

** **4.60.** Obliczyć łączną objętość gazowych produktów reakcji (V_p) w funkcji łącznej objętości substratów (V_s) dla reakcji:

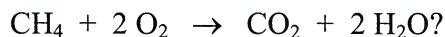


przebiegającej pod normalnym ciśnieniem w temperaturze: a) 380 K, b) 280 K.

** **4.61.** W eudiometrze wywołano wybuch mieszaniny równych objętości chloru i wodoru. Po reakcji eudiometr ochłodzono do pierwotnej temperatury. Czy ciśnienie gazu pozostało takie samo, jak przed wybuchem? Uzasadnić odpowiedź.

4.62. Ile dm^3 wodoru (warunki normalne) potrzeba do otrzymania 6 moli wody?

4.63. Ile dm^3 ditlenku węgla (warunki normalne) można otrzymać z 0,4 mola tlenu w reakcji:



4.64. Ile moli tlenku CO powstanie w reakcji węgla z tlenem, jeżeli w reakcji weźmie udział 30 dm^3 tlenu odmierzonego w warunkach normalnych?

4.65. Ile moli tlenku SO_3 można otrzymać z 10 dm^3 (warunki normalne) tlenku SO_2 ?

* **4.66.** Pary kwasu HNO_3 rozkładają się podczas ogrzewania na azot, tlen i wodę. Ułożyć równanie reakcji. Obliczyć, jaką objętość zajmą produkty rozkładu 1 mola tego kwasu w temperaturze 1273 K pod normalnym ciśnieniem.

4.67. Ile dm^3 tlenku CO_2 (warunki normalne) otrzymamy z rozkładu 12 g węglanu CaCO_3 ?

Wskazówka: CaCO_3 rozkłada się na CaO i CO_2 .

4.68. Ile dm^3 tlenu (warunki normalne) otrzymamy z rozkładu 4,34 g tlenku HgO ?

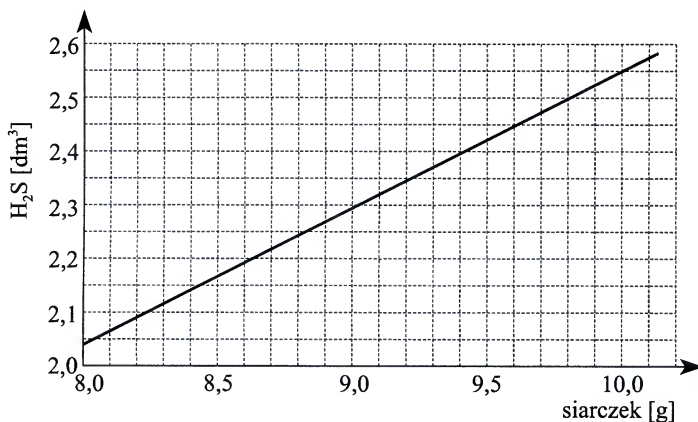
4.69. Ile dm^3 tlenku CO należy utlenić, aby otrzymać 13,2 g tlenku CO_2 (warunki normalne)?

4.70. Ile gramów amoniaku (NH_3) należy utlenić, aby otrzymać 112 dm^3 tlenku NO (warunki normalne), jeżeli reakcja przebiega według równania:



- * **4.71.** Pewną ilość tlenu przeprowadzono w ozon (O_3) i stwierdzono, że objętość gazu zmniejszyła się o 10 cm^3 w przeliczeniu na warunki normalne. Ile miligramów tlenu użyto do doświadczenia?
- * **4.72.** Ile gramów nadtlenu wodoru musi ulec rozkładowi, aby powstało 5 dm^3 tlenu odmierzonego w warunkach normalnych?
- Uwaga:* Nadtlenek wodoru rozkłada się na wodę i tlen cząsteczkowy.
- * **4.73.** Laboratoryjna metoda otrzymywania ditlenku siarki polega na działaniu mocnym kwasem na siarczan(IV). Obliczyć, ile Na_2SO_3 potrzeba do otrzymania $5,6\text{ dm}^3$ (warunki normalne) ditlenku siarki.
- * **4.74.** Ile dm^3 wodoru i ile dm^3 azotu odmierzonych: a) w warunkach normalnych, b) w temperaturze 298 K pod ciśnieniem 976 hPa , należy zmieszać w celu przygotowania substratów do syntezy 200 g amoniaku?
- * **4.75.** NH_4NO_2 rozkłada się podczas ogrzewania na azot i parę wodną. Ile gramów tego azotanu należy rozłożyć, by otrzymać 5 dm^3 azotu odmierzonego: a) w warunkach normalnych, b) w temperaturze 294 K pod ciśnieniem 992 hPa ?
- 4.76.** Wykonano cztery doświadczenia, działając kwasem H_2SO_4 na cynk. Otrzymano następujące ilości wodoru: w pierwszym – $11,2\text{ dm}^3$ (warunki normalne), w drugim – $0,25$ mola, w trzecim – $0,1\text{ g}$, w czwartym – $2,4 \cdot 10^{23}$ cząsteczek. W którym doświadczeniu użyto największej ilości cynku?
- * **4.77.** Do trzech naczyń z kwasem solnym wrzucono kawałki metali o jednakowej masie: cynku, żelaza, magnezu. W którym naczyniu wydzielili się najwięcej wodoru?
- * **4.78.** Na szalkach wagi stały równoważące się naczynia z kwasem solnym. Naczynia te zdjęto, ustawiono pod wyciągiem, otworzono i wrzucono do pierwszego kawałek cynku, a do drugiego kawałek magnezu o tej samej masie. Po zakończeniu reakcji naczynia zamknięto i ustawiono na szalkach wagi. Jakie położenie zajęły szalki?
- * **4.79.** Obliczyć łączną objętość gazowych produktów rozkładu termicznego 1 g wodorowęglanu amonu (NH_4HCO_3) w temperaturze 500 K pod ciśnieniem 1000 hPa . Produktami rozkładu są: amoniak, ditlenek węgla i woda.
- * **4.80.** Jaka objętość ditlenku węgla (warunki normalne) jest niezbędna do otrzymania takiej ilości węglanu potasu, jaką można otrzymać z 10 g wodorotlenku potasu?

- * **4.81.** Na siarczek dwuwartościowego metalu działano kwasem solnym. Wykres ilustruje zależność objętości wydzielonego siarkowodoru od masy użytego siarczku. Obliczyć masę cząsteczkową siarczku i ustalić jego wzór.



- ** **4.82.** Objętości molowe poszczególnych gazów rzeczywistych w warunkach normalnych różnią się nieznacznie od wartości 22,4 dm³. Na przykład: wodoru – 22,43 dm³, tlenu – 22,39 dm³. Który z reagentów będzie w nadmiarze, jeżeli zmieszamy wodór z tlenem w stosunku objętościowym 2 : 1 w celu otrzymania wody?

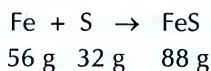
4.5. Przebieg reakcji po zmieszaniu substratów w stosunku niestechiometrycznym

Przykład 4.12

Ile gramów siarczku FeS otrzymamy, jeżeli użyjemy do reakcji 10,5 g żelaza i 7 g siarki?

Analiza problemu

Reakcja przebiega według równania:



które określa stosunek stechiometryczny substratów $\frac{\text{Fe}}{\text{S}} = \frac{56}{32}$. Reakcja może przebiegać tylko w takim stosunku masowym. Używając do reakcji dowolnych ilości żelaza i siarki, np. 10,5 g Fe i 7 g S, jak podano w zadaniu, nie mamy pewności, czy zmieszano je w stosunku stechiometrycznym. Istnieją trzy możliwości:

- Jeżeli żelazo zostało użyte w nadmiarze, to reakcja będzie przebiegać tylko do momentu wyczerpania się siarki. Przereaguje więc tylko część żelaza, tworząc FeS. W tym przypadku nie wolno obliczać ilości powstającego FeS ze stosunku $\frac{\text{FeS}}{\text{Fe}}$, ponieważ nie wiemy, jaka ilość żelaza brała udział w reakcji. Ilość powstającego FeS należy obliczyć ze stosunku $\frac{\text{FeS}}{\text{S}}$, ponieważ cała ilość siarki bierze udział w reakcji.

2. Jeżeli siarka została użyta w nadmiarze, to reakcja będzie przebiegać tylko do momentu wyczerpania się żelaza. Przereaguje więc tylko część siarki, tworząc FeS. W tym przypadku nie wolno obliczać ilości powstającego FeS ze stosunku $\frac{\text{FeS}}{\text{S}}$, lecz należy wykorzystać stosunek $\frac{\text{FeS}}{\text{Fe}}$, ponieważ cała ilość żelaza bierze udział w reakcji.
3. Substraty zostały zmieszane dokładnie w stosunku stechiometrycznym. Ilość powstającego FeS obliczamy albo ze stosunku $\frac{\text{FeS}}{\text{S}}$, albo ze stosunku $\frac{\text{FeS}}{\text{Fe}}$ i bez względu na zastosowaną metodę otrzymamy taki sam wynik.

Rozwiązanie zadania sprowadza się do sprawdzenia, czy substraty zostały użyte w stosunku stechiometrycznym, czy też któregoś z nich użyto w nadmiarze. Ilość powstającego FeS obliczamy ze stosunku FeS do substratu, który nie był użyty w nadmiarze.

Rozwiązanie

wielkości dane i szukane: 10,5 g x (g) z (g)
 lub: y (g) 7 g z (g)
 równanie reakcji: Fe + S → FeS
 stosunek stechiometryczny: 56 g 32 g 88 g

Metoda I

Obliczamy, ile siarki (x) przereaguje z 10,5 g żelaza:

Sposób I (z równania)

$$\frac{56 \text{ g}}{32 \text{ g}} = \frac{10,5 \text{ g}}{x}$$

$$x = 6 \text{ g}$$

Sposób II (z proporcji)

Jeżeli 56 g żelaza reaguje z 32 g siarki,
 to 10,5 g żelaza reaguje z x

$$x = \frac{10,5 \text{ g} \cdot 32 \text{ g}}{56 \text{ g}} = 6 \text{ g}$$

Wynik oznacza, że siarka (7 g) została użyta w nadmiarze.

Metoda II

Obliczamy, ile żelaza (y) przereaguje z 7 g siarki:

Sposób I (z równania)

$$\frac{56 \text{ g}}{32 \text{ g}} = \frac{y}{7 \text{ g}}$$

$$y = 12,2 \text{ g}$$

Sposób II (z proporcji)

Jeżeli 56 g żelaza reaguje z 32 g siarki
 to y żelaza reaguje z 7 g siarki

$$y = \frac{56 \text{ g} \cdot 7 \text{ g}}{32 \text{ g}} = 12,2 \text{ g}$$

Wynik oznacza, że ilość użytego żelaza (10,5 g) była taka, że mogło ono przereagować w całości.

Każda z przedstawionych metod prowadzi do tego samego wniosku: o ilości wytworzonego siarczku FeS (z) decyduje ilość żelaza, a nie siarki, zatem:

Sposób I (z równania)

$$\frac{56 \text{ g}}{88 \text{ g}} = \frac{10,5 \text{ g}}{z}$$

$$z = 16,5 \text{ g}$$

Sposób II (z proporcji)

Jeżeli z 56 g żelaza otrzymuje się 88 g FeS
 to z 10,5 g żelaza otrzymuje się z

$$z = \frac{10,5 \text{ g} \cdot 88 \text{ g}}{56 \text{ g}} = 16,5 \text{ g}$$

Odpowiedź: Otrzymamy 16,5 g siarczku FeS.

Przykład 4.13

Zmieszano m_1 gramów glinu z m_2 gramami siarki i zapoczątkowano reakcję. Obliczyć: a) ile gramów siarczku Al_2S_3 otrzymano, jeżeli glin był użyty w nadmiarze, b) ile gramów glinu będzie zawierała mieszanina poreakcyjna.

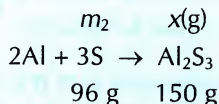
Rozwiązania

a) O ilości powstającego Al_2S_3 decyduje ilość siarki (m_2)

wielkości dane i szukane:

równanie reakcji:

stosunek stechiometryczny:



Sposób I (z równania)

$$\frac{96 \text{ g}}{150 \text{ g}} = \frac{m_2}{x}$$

$$x = 1,56 m_2$$

Sposób II (z proporcji)

Jeżeli z 96 g siarki powstaje 150 g Al_2S_3
to z m_2 gramów siarki powstaje x

$$x = \frac{m_2 \cdot 150 \text{ g}}{96 \text{ g}} = 1,56 m_2$$

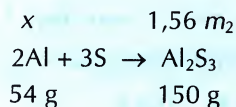
Odpowiedź: Otrzymano $1,56 m_2$ gramów Al_2S_3 .

b) Korzystamy z wyniku uzyskanego w punkcie a) i obliczamy, ile glinu przereagowało podczas tworzenia $1,56 m_2$ gramów Al_2S_3 :

wielkości dane i szukane:

równanie reakcji:

stosunek stechiometryczny:



Po ułożeniu i rozwiązaniu równania lub proporcji otrzymamy: $x = 0,562 m_2$. Zatem nadmiar glinu wyniósł $m_1 - 0,562 m_2$ gramów i tyle glinu będzie zawierała mieszanina poreakcyjna.

Odpowiedź: Mieszanina poreakcyjna będzie zawierała $m_1 - 0,562 m_2$ gramów glinu.

4.83. W celu otrzymania siarczku ZnS zmieszano 15 g cynku z 6,4 g siarki. Którego z substratów i w jakiej ilości użyto w nadmiarze?

4.84. Ile gramów siarczku MgS otrzymamy, jeżeli użyjemy do reakcji 9 g magnezu i 10 g siarki?

4.85. Ile gramów tlenku CO_2 otrzymamy, jeżeli użyjemy 10 g węgla do redukcji 100 g tlenku FeO ?

4.86. 20 g cynku wrzucono do roztworu zawierającego 28 g kwasu H_2SO_4 . Obliczyć objętość wydzielonego wodoru (warunki normalne).

4.87. Ile gramów siarczku Al_2S_3 otrzymamy, jeżeli użyjemy do reakcji 2,5 g glinu i 0,125 mola siarki?

4.88. Zmieszano 4 dm³ wodoru i 3 dm³ chloru, a następnie zainicjowano reakcję. Obliczyć objętość gazów po reakcji.

***4.89.** Zmieszano mol wodoru cząsteczkowego z molem azotu cząsteczkowego, a następnie zainicjowano reakcję. Określić liczbami moli zawartość zbiornika po reakcji.

* **4.90.** Do roztworu zawierającego 6 g wodorotlenku sodu dodano roztwór zawierający 10 g kwasu HNO₃. Jaki odczyn miał otrzymany roztwór?

* **4.91.** Do próbówki zawierającej 10 milimoli tlenku P₂O₅ wkroplono powoli 600 mg wody. Obliczyć, ile milimoli kwasu H₃PO₄ wytworzyło się w próbówce.

* **4.92.** Do próbówki zawierającej 5,7 milimola wapnia dodano 0,2 g wody i lekko ogrzano. Obliczyć, jaką objętość w warunkach normalnych zajął wydzielający się gaz.

4.93. Obliczyć, ile moli amoniaku powstałoby, gdyby użyć do syntezy takiej objętości wodoru, w której znajduje się $12 \cdot 10^{24}$ cząsteczek H₂, i takiej objętości azotu, w której znajduje się $6 \cdot 10^{24}$ cząsteczek N₂.

* **4.94.** Zmieszano m_1 gramów glinu z m_2 gramami siarki i zapoczątkowano reakcję. Obliczyć: a) ile gramów siarczku Al₂S₃ otrzymano, jeżeli siarka była użyta w nadmiarze, b) ile gramów siarki będzie zawierała mieszanina poreakcyjna.

Wskazówka: patrz przykład 4.13.

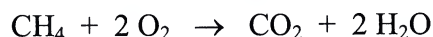
4.95. W pierwszym naczyniu zmieszano 70 cm³ N₂ i 30 cm³ H₂, a w drugim 10 cm³ N₂ i 40 cm³ H₂. W którym naczyniu może powstać więcej amoniaku?

4.96. W których przypadkach cały tlenek CO przereaguje z tlenem: 1) gdy masy gazów są równe, 2) gdy objętości gazów są równe, 3) gdy liczby moli gazów są równe?

* **4.97.** Zmieszano 100 cm³ wodoru i 200 cm³ powietrza (warunki normalne). Ile miligramów wody można otrzymać z tej mieszaniny?

4.98. Po eksplozji 35 cm³ mieszaniny wodoru z tlenem pozostało 5 cm³ wodoru. Obliczyć, jaki procent objętościowy tlenu zawierała mieszanina gazów przed reakcją.

* **4.99.** Czy cały metan ulegnie spaleniowi według równania:



jeżeli przygotowana do reakcji mieszanina metanu z tlenem zawiera:

a) 60% objętościowych tlenu, b) 60% masowych tlenu?

* **4.100.** Do syntezy chlorowodoru użyto 100 dm³ mieszaniny złożonej z wodoru i chloru. W wyniku reakcji otrzymano 80 dm³ chlorowodoru. Obliczyć procent objętościowy chloru w mieszaninie użytej do reakcji przy założeniu, że cała jego ilość weszła w reakcję, a wszystkie objętości mierzono w tych samych warunkach.

** **4.101.** W celu otrzymania chlorowodoru sporządzono mieszaninę chloru i wodoru o łącznej objętości 500 cm³ (warunki normalne) i masie 1 g. Którego z substratów użyto w nadmiarze?

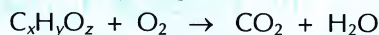
4.6. Wykorzystywanie stosunku ilościowego reagentów do obliczania parametrów chemicznych substancji

Przykład 4.14

Spalono 0,287 g substancji zawierającej węgiel, wodór i tlen, otrzymując 0,468 g ditlenku węgla i 0,159 g wody. Ustalić wzór empiryczny substancji.

Rozwiązanie

Reakcja przebiega według schematu ogólnego:



Do ustalenia wzoru empirycznego (patrz przykład 3.4) $C_xH_yO_z$ niezbędna jest znajomość stosunku masowego pierwiastków (niekoniecznie w formie stosunku zawartości procentowych). Z równania reakcji wynika, że węgiel zawarty w $C_xH_yO_z$ przechodzi w CO_2 , a wodór w H_2O . Obliczamy, ile węgla zawiera 0,468 g CO_2 (o masie mola 44 g):

Sposób I (z równania)

$$\frac{44 \text{ g}}{12 \text{ g}} = \frac{0,468 \text{ g}}{x}$$
$$x = 0,128 \text{ g węgla}$$

Sposób II (z proporcji)

Jeżeli 44 g CO_2 zawiera 12 g węgla
to 0,468 g CO_2 zawiera x

$$x = \frac{0,468 \text{ g} \cdot 12 \text{ g}}{44 \text{ g}} = 0,128 \text{ g węgla}$$

Obliczamy, ile wodoru zawiera 0,159 g wody (o masie mola 18 g):

Sposób I (z równania)

$$\frac{18 \text{ g}}{2 \text{ g}} = \frac{0,159 \text{ g}}{x}$$
$$x = 0,018 \text{ g wodoru}$$

Sposób II (z proporcji)

Jeżeli 18 g H_2O zawiera 2 g wodoru
to 0,159 g H_2O zawiera x

$$x = \frac{0,159 \text{ g} \cdot 2 \text{ g}}{18 \text{ g}} = 0,018 \text{ g wodoru}$$

Ilość tlenu w wyjściowej próbce o masie 0,287 g obliczamy z bilansu masy. Spalona próbka zawiera $(0,287 - 0,128 - 0,018) \text{ g} = 0,141 \text{ g}$ tlenu. Zatem:

$$\frac{12x}{1y} = \frac{0,128}{0,018}, \quad \text{stąd} \quad \frac{x}{y} = \frac{0,592}{1} \approx \frac{0,6}{1} = \frac{3}{5} = \frac{6}{10}$$

$$\frac{12x}{16z} = \frac{0,128}{0,141}, \quad \text{stąd} \quad \frac{x}{z} = \frac{1,21}{1} \approx \frac{6}{5}$$

Zatem $x : y : z = 6 : 10 : 5$. Wzór empiryczny $C_6H_{10}O_5$ nie musi być wzorem rzeczywistym (sumarycznym). Pomiar masy cząsteczkowej rozstrzyga, który z wzorów szeregu $C_6H_{10}O_5$, $C_{12}H_{20}O_{10}$ itd. jest wzorem rzeczywistym.

Odpowiedź: Wzór empiryczny $C_6H_{10}O_5$.

Przykład 4.15

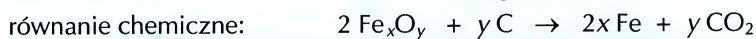
Do zredukowania próbki pewnego tlenku żelaza zużyto 2 g węgla i otrzymano 14 g czystego żelaza oraz ditlenek węgla. Ustalić wzór empiryczny tlenku.

Rozwiązanie

Przyjmujemy ogólny wzór tlenku żelaza Fe_xO_y i układamy równanie ogólne, dobierając kolejno współczynniki wyrównujące:

- Liczbę atomów tlenu $2 \text{Fe}_x\text{O}_y + \text{C} \rightarrow \text{Fe} + y \text{CO}_2$
- Liczbę atomów węgla $2 \text{Fe}_x\text{O}_y + y \text{C} \rightarrow \text{Fe} + y \text{CO}_2$
- Liczbę atomów żelaza $2 \text{Fe}_x\text{O}_y + y \text{C} \rightarrow 2x \text{Fe} + y \text{CO}_2$

Wypisujemy wielkości dane i ustalamy masowy stosunek stechiometryczny węgla do żelaza:
wielkości dane: $2 \text{ g} \quad 14 \text{ g}$



Obliczenia:

Sposób I (z równania)

$$\frac{2 \text{ g}}{14 \text{ g}} = \frac{(12y) \text{ g}}{(2x \cdot 56) \text{ g}}$$

Sposób II (z proporcji)

Jeżeli 2 g węgla uwalnia 14 g żelaza
to $(12y) \text{ g}$ węgla uwalnia $(2x \cdot 56) \text{ g}$ żelaza

$$2 \text{ g} \cdot (2x \cdot 56) \text{ g} = (12y) \text{ g} \cdot 14 \text{ g}$$

W wybranej zależności wyznaczamy stosunek $x : y$ i wyrażamy go w postaci możliwie najmniejszych liczb całkowitych:

$$\frac{x}{y} = \frac{14 \cdot 12}{2 \cdot 112} = \frac{0,75}{1} = \frac{3}{4}$$

Odpowiedź: Wzór empiryczny tlenku Fe_3O_4 .

Uwagi: Zadanie można też rozwiązać metodą pokazaną w przykładzie 3.6 przyjmując, że tlen z Fe_xO_y przechodzi w CO_2 , który powstał z 2 g węgla, zawiera więc $\frac{2 \cdot 32}{12} \text{ g}$ tlenu itd.

Przykład 4.16

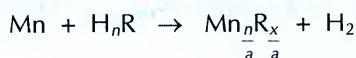
Obliczyć wartościowość manganu w soli powstającej podczas reakcji 10 g manganu z kwasem, jeżeli wydzieliło się $0,364 \text{ g}$ wodoru.

Rozwiązanie

Zakładamy, że wartościowość manganu wynosi x . Ponieważ nie wiemy, jaki kwas został użyty do doświadczenia, musimy posłużyć się wzorem ogólnym H_nR (n – liczba atomów wodoru, R – reszta kwasowa o wartościowości n). W celu ułożenia ogólnego równania reakcji ustalamy jeszcze wzór powstającej soli. Wzór Mn_xR_n (gdzie x – szukana wartościowość manganu) nie uwzględnia soli, w których wartościowość manganu i wartościowość reszty kwasowej mają wspólny dzielnik.

Poprawny wzór ogólny ma postać: $\text{Mn}_{\frac{x}{a}}\text{R}_{\frac{n}{a}}$, gdzie a jest największym wspólnym dzielnikiem dla wartościowości manganu x i wartościowości reszty kwasowej n .

Układamy ogólny schemat równania

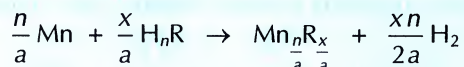


i dobieramy kolejno współczynniki wyrównujące:

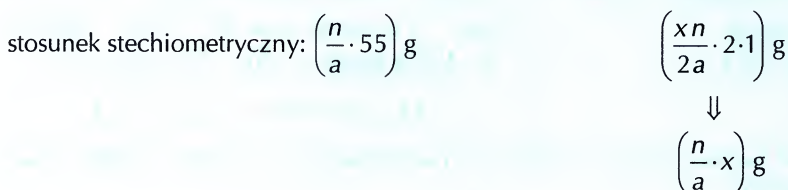
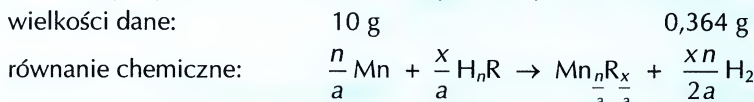
- liczbę moli atomów manganu ($\frac{n}{a}$ atomów w molu soli po prawej stronie równania, zatem $\frac{n}{a}$ mola atomów musi brać udział w reakcji);
- liczbę moli reszt kwasowych ($\frac{x}{a}$ po prawej stronie równania, zatem $\frac{x}{a}$ moli kwasu brało udział w reakcji);

cd.

3) liczbę moli atomów wodoru (po lewej stronie równania jest $\frac{x}{a} \cdot n$ moli atomów, zatem $\frac{x}{a} \cdot n$ moli atomów wydzieli się w postaci $\frac{xn}{2a}$ moli cząsteczek dwuatomowych H_2). Zatem:



Wypisujemy wielkości dane i ustalamy masowy stosunek stechiometryczny metalu do wodoru:



Obliczenia:

Sposób I (z równania)

$$\frac{10 \text{ g}}{0,364 \text{ g}} = \frac{\left(\frac{n}{a} \cdot 55\right) \text{ g}}{\left(\frac{n}{a} \cdot x\right) \text{ g}}$$

Sposób II (z proporcji)

Jeżeli 10 g manganu wypiera $0,364 \text{ g}$ wodoru
 to $\left(\frac{n}{a} \cdot 55\right) \text{ g}$ manganu wypiera $\left(\frac{n}{a} \cdot x\right) \text{ g}$ wodoru

$$10 \text{ g} \left(\frac{n}{a} \cdot x\right) \text{ g} = \left(\frac{n}{a} \cdot 55\right) \text{ g} \cdot 0,364 \text{ g}$$

Po wyeliminowaniu parametrów n oraz a i rozwiązaniu wybranego równania otrzymamy $x = 2$.

Odpowiedź: Wartościowość manganu w powstającej soli wynosi II.

Uwagi:

1. Przykład udowadnia matematycznie, że rodzaj kwasu (hydronowość) nie wpływa na ilość tworzącego się wodoru.
2. Zapisanie ogólnego wzoru soli (lub innego związku) z uwzględnieniem dzielnika a musi doprowadzić w końcowej fazie obliczeń do wyeliminowania parametru a z równania. Zakładając na początku, że wzór ogólny ma postać $Mn \frac{n}{a} R_x$, otrzymamy identyczny wynik liczbowy: $x = 2$, lecz nie każda sól manganu(II) ma wzór ogólny $Mn_n R_2$.

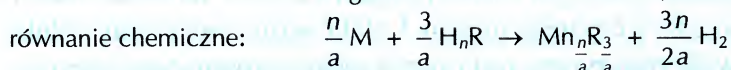
Przykład 4.17

Obliczyć masę atomową trójwartościowego metalu, wiedząc, że w reakcji 10 g tego metalu z kwasem wydzieliło się $4,8 \text{ dm}^3$ wodoru odmierzonego w warunkach normalnych.

Rozwiązanie

Przyjmujemy wzór ogólny kwasu H_nR (n – liczba atomów wodoru, R – reszta kwasowa n -wartościowa) i wzór ogólny soli $M \frac{n}{a} R \frac{x}{a}$ (M – symbol metalu, a – największy wspólny dzielnik dla wartościowości metalu i reszty kwasowej). Układamy ogólny schemat równania, dobierając kolejne współczynniki wyrównujące liczbę moli atomów metalu, liczbę moli reszt kwasowych, a na końcu liczbę moli atomów wodoru. Wypisujemy wielkości dane i ustalamy stosunek stechiometryczny, oznaczając szukaną masę atomową przez x :

wielkości dane: 10 g 4,8 dm³



stosunek stechiometryczny: $\frac{n}{a} \cdot x \left(\frac{3n}{2a} \cdot 22,4 \right) dm^3$

Obliczenia:

Sposób I (z równania)

$$\frac{10 \text{ g}}{4,8 \text{ dm}^3} = \frac{\frac{n}{a} \cdot x}{\left(\frac{3n}{2a} \cdot 22,4 \right) \text{ dm}^3}$$
$$x = 70 \text{ g}$$

Sposób II (z proporcji)

Jeżeli 10 g metalu wypiera 4,8 dm³ wodoru
to $\frac{n}{a} x$ metalu wypiera $\left(\frac{3n}{2a} \cdot 22,4 \right) dm^3$ wodoru

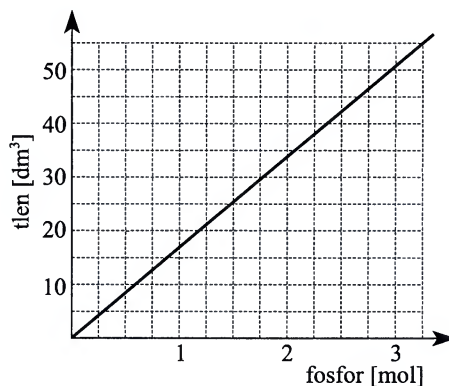
$$\frac{n}{a} x = \frac{10 \text{ g} \cdot \left(\frac{3n}{2a} \cdot 22,4 \right) dm^3}{4,8 \text{ dm}^3}$$
$$x = 70 \text{ g}$$

Wynik oznacza, że masa mola metalu wynosi 70 g, zatem jego masa atomowa wynosi 70 u (gal).

Odpowiedź: Masa atomowa metalu wynosi 70 u.

- 4.102.** Całkowite spalenie pewnej ilości węglowodoru dało 0,66 g CO₂ oraz 0,36 g H₂O. Ustalić wzór empiryczny węglowodoru.
- 4.103.** Ze spalenia 4 g węglowodoru o masie mola 40 g otrzymano 13,2 g ditlenku węgla. Ustalić wzór rzeczywisty węglowodoru.
- 4.104.** Podczas utleniania pewnego siarczku miedzi otrzymano 4 g CuO i 1,6 g SO₂. Ustalić wzór empiryczny siarczku miedzi.
- 4.105.** Ze spalenia 19 g związku, zawierającego węgiel i siarkę, otrzymano 32 g ditlenku siarki. Ustalić wzór empiryczny spalonego związku.
- * **4.106.** Spalenie związku zawierającego węgiel, wodór i siarkę dało 2,64 g CO₂, 2,16 g H₂O i 3,84 g SO₂. Masa cząsteczkowa badanego związku wynosiła 48 u. Ustalić jego wzór rzeczywisty.
- * **4.107.** Redukując próbkę pewnego tlenku manganu za pomocą węgla otrzymano 2,5 g czystego metalu i 0,678 dm³ ditlenku węgla (warunki normalne). Ustalić wzór empiryczny zredukowanego tlenku.
- * **4.108.** Do zredukowania próbki pewnego tlenku chromu zużyto 10 dm³ wodoru (warunki normalne). Otrzymano 7,74 g czystego metalu. Ustalić wzór empiryczny zredukowanego tlenku.
- * **4.109.** Redukując 27 g tlenku dwuwartościowego metalu otrzymano czysty metal i 7,86 dm³ tlenku węgla (CO) odmierzonego w temperaturze 291 K, pod ciśnieniem 1026 hPa. Ustalić wzór zredukowanego tlenku.

- * **4.110.** Do zredukowania próbki pewnego tlenku manganu zużyto $4,38 \text{ dm}^3$ wodoru (291 K; 986 hPa). Otrzymano 2,81 g czystego metalu. Ustalić wzór rzeczywisty zredukowanego tlenku, wiedząc, że wzór empiryczny jest równocześnie wzorem rzeczywistym.
- * **4.111.** Redukując 0,25 mola pewnego tlenku żelaza zużyto 12 g węgla. Otrzymano 42 g żelaza i tlenek węgla (CO). Ustalić wzór sumaryczny zredukowanego tlenku.
- ** **4.112.** Do zredukowania 1 mola pewnego tlenku uranu o masie cząsteczkowej 842 u zużyto $179,2 \text{ dm}^3$ wodoru (warunki normalne). Produktem redukcji były: uran i woda. Ustalić wzór sumaryczny zredukowanego tlenku.
- * **4.113.** Wykres ilustruje stosunki ilościowe syntezy pewnego tlenku fosforu. Ustalić wzór empiryczny tego tlenku.



- 4.114.** Obliczyć wartościowość baru w związku powstającym podczas reakcji 2,74 g baru z wodą, jeżeli wydzieliło się $0,04 \text{ g}$ wodoru.
- 4.115.** Obliczyć wartościowość uranu w soli powstającej podczas reakcji 0,1 g uranu z kwasem, jeżeli wydzieliło się $18,8 \text{ cm}^3$ wodoru (warunki normalne).
- * **4.116.** Obliczyć wartościowość galu w soli powstającej podczas reakcji 0,5 g galu z kwasem, jeżeli otrzymano 265 cm^3 wodoru odmierzonego w temperaturze 298 K pod ciśnieniem 1002 hPa.
- 4.117.** Obliczyć masę atomową jednowartościowego metalu, jeżeli w reakcji 4,08 g tego metalu z kwasem wydzieliło się 224 cm^3 wodoru (warunki normalne).
- * **4.118.** Wodorek pierwiastka E reaguje z wodą według równania:
- $$\text{EH}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{E(OH)}_2 + 2 \text{H}_2$$
- Z 1 g wodoru powstaje $1,07 \text{ dm}^3$ wodoru (warunki normalne). Ustalić nazwę pierwiastka E.
- 4.119.** Obliczyć masę atomową dwuwartościowego metalu, jeżeli w reakcji 2 g tego metalu z kwasem wydzieliło się $0,8 \text{ dm}^3$ wodoru (warunki normalne).
- * **4.120.** Obliczyć masę atomową czterowartościowego metalu, wiedząc, że w reakcji 0,2 g tego metalu z kwasem otrzymano 195 cm^3 wodoru odmierzonego w temperaturze 285 K pod ciśnieniem normalnym.

- ** 4.121. Jaka jest średnia wartość indeksu stechiometrycznego n w mieszaninie wodoropolisiarczków o wzorze H_2S_n , jeżeli do spalenia pewnej ich próbki zużyto 6 milimoli tlenu cząsteczkowego, otrzymując w produktach 5 milimoli ditlenku siarki?
- ** 4.122. 100 mg pewnego metalu w reakcji z kwasem solnym dało chlorek o masie mola 233 g, oraz $49,2 \text{ cm}^3$ wodoru (w przeliczeniu na warunki normalne). Jaki to metal?

4.7. Wydajność reakcji

Przykład 4.18

W fabryce chemicznej utleniono 40 kg ditlenku siarki (SO_2) w obecności katalizatora platynowego i otrzymano 45 kg tritlenku siarki (SO_3). Obliczyć procentową wydajność reakcji.

Rozwiązanie

Równanie chemiczne procesu utleniania, $2 SO_2 + O_2 \rightarrow 2 SO_3$, pozwala na obliczenie ilości tritlenku siarki, jaką powinno się otrzymać z 40 kg ditlenku siarki:

wielkości dane i szukane: 40 kg x (kg)
 równanie chemiczne: $2 SO_2 + O_2 \rightarrow 2 SO_3$
 stosunek stechiometryczny: 128 kg 160 kg

Po ułożeniu i rozwiązaniu równania (lub proporcji) otrzymamy wynik $x = 50 \text{ kg}$. Jest to tzw. wydajność teoretyczna reakcji. Dlaczego w fabryce otrzymano tylko 45 kg? Wydajność rzeczywista (45 kg) jest często mniejsza niż teoretyczna. Przyczyny tego bywają rozmaite, np. mechaniczne straty reagentów, straty spowodowane równoczesnym zachodzeniem innych reakcji, straty spowodowane częściowym rozkładem produktu z powrotem na substraty lub inne substancje. Niezależnie od przyczyn, wynik ilościowy reakcji podaje się w tzw. wydajności procentowej. Wydajność procentowa ($W\%$) jest to wyrażony w procentach stosunek masy otrzymanego produktu do wydajności teoretycznej:

$$W\% = \frac{\text{masa otrzymanego produktu}}{\text{wydajność teoretyczna}} \cdot 100\%$$

W rozpatrywanym przykładzie:

wydajność teoretyczna: 50 kg
 wydajność (praktyczna) rzeczywista,
 czyli masa otrzymanego produktu: 45 kg

Obliczanie wydajności procentowej:

Sposób I (ze wzoru)

$$W\% = \frac{45 \text{ kg}}{50 \text{ kg}} \cdot 100\%$$

$$W\% = 90\%$$

Sposób II (z proporcji)

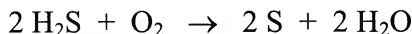
Jeżeli 50 kg stanowi 100%
 to 45 kg stanowi x

$$x = 90\%$$

Odpowiedź: Wydajność procentowa reakcji wynosi 90%.

4.123. Roztwór zawierający 20 g siarczanu $CuSO_4$ nasycono siarkowodorem. Masa wytrąconego siarczku CuS po odsączeniu i wysuszeniu wynosiła 11,75 g. Obliczyć wydajność procentową reakcji.

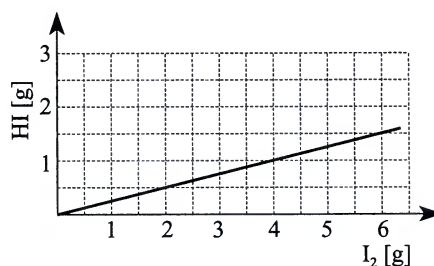
4.124. Roztwór zawierający 15 g siarkowodoru nasycono tlenem. Wydzieloną siarkę odsączono, otrzymując 8,6 g. Obliczyć wydajność procentową reakcji przebiegającej według równania:



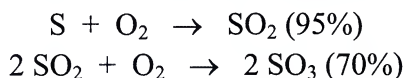
* **4.125.** 44 g siarczku FeS rozpuszczono w kwasie solnym i otrzymano siarkowodor z wydajnością 85%. Obliczyć, ile dm³ siarkowodoru, odmierzono w warunkach normalnych, otrzymano w tym doświadczeniu.

4.126. W procesie spalania pirytu w fabryce kwasu siarkowego otrzymano $2 \cdot 10^5 \text{ m}^3$ ditlenku siarki w przeliczeniu na warunki normalne. Wydajność procentowa reakcji wynosiła 89,2%. Ile pirytu użyto do spalania?

* **4.127.** Wykres ilustruje zależność masy jodowodoru, otrzymanego w reakcji $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightarrow 2 \text{HI}$, od masy użytego jodu. Obliczyć procentową wydajność reakcji.



* **4.128.** Przeprowadzono kolejno dwie reakcje, uzyskując następujące wydajności:



Obliczyć całkowitą wydajność procesu.

** **4.129.** Jaką objętość w warunkach normalnych zajmowały gazy użyte do syntezy m gramów amoniaku, jeżeli stosunek objętościowy azotu do wodoru wynosił 1 : 4, a wydajność reakcji wynosiła $p\%$?

4.8. Reakcje równoległe (współbieżne)

Przykład 4.19

Na zredukowanie 40 g tlenku FeO zużyto 6,17 g węgla. Stwierdzono, że wydzielający się gaz był mieszaniną tlenku węgla i ditlenku węgla. Obliczyć, ile procent tlenku FeO uległo redukcji z wytworzeniem tlenku węgla (CO).

Analiza problemu

Reakcja redukcji tlenku metalu MO węglem może przebiegać według jednego z dwóch równań:

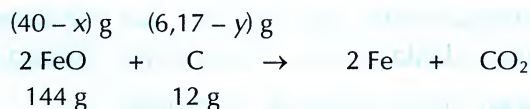
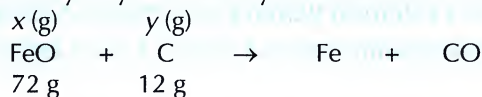
- 1) $\text{MO} + \text{C} \rightarrow \text{M} + \text{CO}$
- 2) $2 \text{MO} + \text{C} \rightarrow 2 \text{M} + \text{CO}_2$

Otrzymanie w doświadczeniu mieszaniny CO i CO₂ oznacza, że część FeO redukuje się według równania (1), a część według równania (2), mamy więc do czynienia z tzw. **reakcjami równoległymi** (współbieżnymi). Reakcje równoległe są w chemii zjawiskiem częstym. Względny udział każdego z konkurujących procesów zależy od warunków przeprowadzenia reakcji

(ciśnienie, temperatura, katalizatory) i rodzaju reagentów. Celem zadania jest obliczenie procentowego udziału reakcji przebiegającej według równania (1).

Rozwiązanie

Część próbki FeO, która redukuje się z wytworzeniem CO, oznaczamy przez x , a pozostałą część próbki, która redukuje się z wytworzeniem CO₂, oznaczamy przez $40 - x$. Ilość węgla, która utlenia się do CO, oznaczamy przez y , a ilość, która utlenia się do CO₂, przez $6,17 - y$. Korzystając ze stosunków stechiometrycznych określonych równaniami chemicznymi:



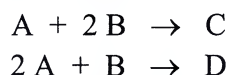
układamy dwa równania (lub dwie analogiczne proporcje):

$$\frac{72 \text{ g}}{12 \text{ g}} = \frac{x}{y} \quad \text{oraz} \quad \frac{144 \text{ g}}{12 \text{ g}} = \frac{40 - x}{6,17 - y}$$

Układ równań rozwiązujemy tak, aby w pierwszej kolejności uzyskać wartość x (znajomość wartości y nie jest nam w ogóle potrzebna). Otrzymamy wynik $x = 34$, co oznacza, że 34 g FeO zredukowało się z wytworzeniem CO. 34 g w stosunku do próbki o masie 40 g stanowi $\frac{34}{40} \cdot 100\% = 85\%$. Pozostała część próbki FeO (czyli 15%) zredukowała się z wytworzeniem CO₂.

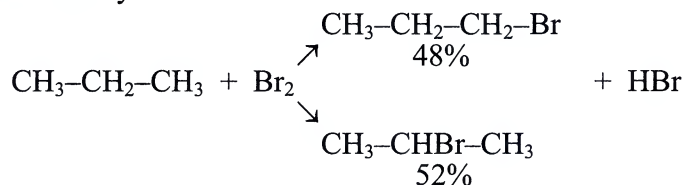
Odpowiedź: 85% próbki FeO uległo redukcji z wytworzeniem tlenku węgla (CO).

4.130. Po zmieszaniu substancji A z nadmiarem substancji B zachodzą reakcje:



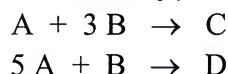
przy czym 50% A reaguje według równania pierwszego, a 50% według równania drugiego. Ile moli substancji B reaguje z 1 molem A?

4.131. Reakcja bromowania propanu daje mieszaninę bromopochodnych o następującym składzie masowym:



Ile moli każdego z tych produktów powstanie podczas bromowania 1 mola propanu?

* **4.132.** Po zmieszaniu substancji A z substancją B zachodzą reakcje:



Każdy mol substancji A reaguje sumarycznie z 0,9 mola B. Jaki procent substancji A reaguje według pierwszego równania?

4.133. Na zredukowanie 200 kg tlenku Fe_2O_3 zużyto 40,5 kg węgla. Otrzymano czyste żelazo. Wydzielający się gaz był mieszaniną tlenku i ditlenku węgla. Obliczyć, ile procent tlenku Fe_2O_3 uległo redukcji z wytworzeniem ditlenku węgla.

4.134. Na zredukowanie 500 kg tlenku FeO zużyto 79,2 kg węgla. Obliczyć masowy skład procentowy otrzymanej mieszaniny tlenku i ditlenku węgla.

* **4.135.** Na zredukowanie 3 kilomoli tlenku Fe_2O_3 zużyto $89,6 \text{ m}^3$ tlenku węgla (warunki normalne). Otrzymano mieszaninę żelaza i tlenku FeO . Obliczyć skład procentowy tej mieszaniny.

* **4.136.** W wyniku przepuszczania pary wodnej nad rozżarzonym żelazem (10 g) otrzymano 14 g mieszaniny tlenku Fe_2O_3 i tlenku Fe_3O_4 . Obliczyć:

- objętość wydzielonego wodoru (warunki normalne),
- skład procentowy mieszaniny tlenków.

** **4.137.** Mieszanina azotu i tlenku NO otrzymana w reakcji utleniania amoniaku tlenem miała średnią masę mola 28,7 g. Jaka część mola amoniaku użytego w reakcji utleniała się do tlenku NO ?

4.9. Szybkość reakcji. Katalizatory

Przykład 4.20

Jak zmieni się szybkość reakcji



przebiegającej w fazie gazowej, według równania kinetycznego:

$$v = k[\text{NO}]^2[\text{H}_2]$$

(symbole w nawiasach kwadratowych oznaczają stężenia, k – stałą szybkości reakcji), jeżeli zwiększy się dwukrotnie stężenia obu substratów?

Analiza problemu

Podstawą obliczeń z dziedziny kinetyki chemicznej (nauki o szybkości reakcji) jest tzw. *równanie kinetyczne*, które przedstawia szybkość reakcji w funkcji stałej szybkości k (innej dla każdej reakcji) oraz stężeń reagentów (najczęściej substratów). Wykładniki potęgowe stężeń w równaniu kinetycznym nie muszą odpowiadać współczynnikom stechiometrycznym w sumarycznym równaniu reakcji chemicznej (tzw. równaniu stechiometrycznym). W powyższym przykładzie współczynnik stechiometryczny wodoru wynosi 2, a wykładnik potęgowy stężenia wodoru w równaniu kinetycznym jest równy jedności. Na podstawie równania stechiometrycznego nie da się przewidzieć równania kinetycznego. Wykładniki potęgowe stężeń w równaniu kinetycznym można wyznaczyć tylko na drodze doświadczalnej, indywidualnie dla każdej reakcji w określonych warunkach jej przebiegu. Zmiana warunków może zmienić równanie kinetyczne.

Rozwiązanie

W wyniku oznaczenia stężenia przed ich dwukrotnym zwiększeniem

$$[\text{NO}] = a, \quad [\text{H}_2] = b,$$

otrzymamy $v_1 = ka^2b$. Po dwukrotnym zwiększeniu stężeń:

$$v_2 = k(2a)^2 2b = k 8a^2b$$

Porównując v_2 i v_1 , stwierdzamy, że szybkość wzrośnie 8 razy.

Odpowiedź: Szybkość wzrośnie ośmiokrotnie.

4.138. W którym przypadku metal rozтворzy się najszybciej, a w którym najwolniej:

- po wrzuceniu blaszki do zimnego, stężonego kwasu solnego,
- po wrzuceniu opiłków do gorącego, stężonego kwasu solnego,
- po wrzuceniu opiłków do gorącego, rozcieńczonego kwasu solnego,
- po wrzuceniu blaszki do zimnego, rozcieńczonego kwasu solnego?

4.139. Reakcja chemiczna $A \rightarrow B + C$ przebiega według równania kinetycznego $v = 0,1 \text{ s}^{-1} [A]$. Stężenie początkowe substancji A wynosiło 1 mol/dm^3 . Obliczyć, ile moli substancji A pozostanie w naczyniu po 3 sekundach, jeżeli pojemność naczynia wynosi 2 dm^3 .

Wskazówka: W czasie pierwszej sekundy w 1 dm^3 przestrzeni reakcyjnej ulega reakcji 0,1 mola, pozostaje zatem 0,9 mola A. W drugiej sekundzie ulega reakcji $0,1 \cdot 0,9 \text{ mola} = 0,09 \text{ mola}$ itd.

4.140. Do dwóch identycznych naczyń wprowadzono: do pierwszego – 1 kg substancji A i 1 kg substancji B, do drugiego – 0,5 kg substancji A i 0,5 kg substancji B. Reakcja przebiega według równania $A + B \rightarrow C + D$ w fazie gazowej, z szybkością $v = k[A][B]$. Czy w obu naczyniach szybkość reakcji w momencie jej rozpoczęcia będzie jednakowa?

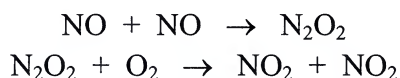
4.141. W pewnych reakcjach, prowadzonych w naczyniach o pojemności 3 dm^3 , wytwarza się w tym samym czasie: 1) 3,6 g H_2O , 2) 1,6 g tlenu, 3) 2,8 g azotu. Która z tych reakcji przebiega z największą, a która z najmniejszą szybkością?

4.142. Jak zmieni się szybkość reakcji po obniżeniu temperatury o 20 K, jeżeli współczynnik temperaturowy van't Hoffa wynosi 2?

4.143. Szybkość pewnej reakcji zmienia się (rośnie lub maleje) 2,5 razy przy zmianie temperatury o 10°C . Obliczyć, jak zmieni się szybkość reakcji:

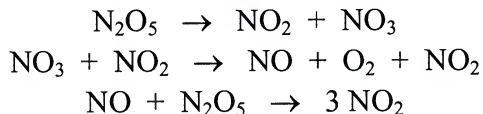
- po ogrzaniu o 20°C ,
- po ochłodzeniu o 20°C .

4.144. Reakcja utleniania NO do NO_2 przebiega według następującego mechanizmu:



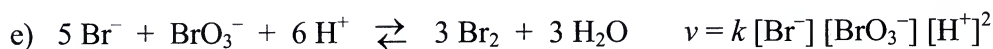
Ułożyć równanie stechiometryczne. Wskazać produkt przejściowy.

4.145. Reakcja rozkładu tlenku N_2O_5 przebiega według następującego mechanizmu:

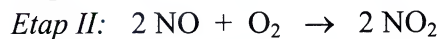


Ułożyć równanie stechiometryczne rozkładu N_2O_5 . Wskazać produkty przejściowe.

4.146. Obliczyć rząd następujących reakcji:

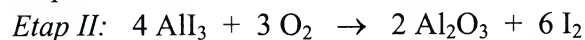
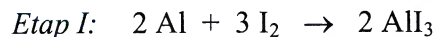


4.147. Pewna reakcja chemiczna przebiega w obecności katalizatora w dwóch etapach:



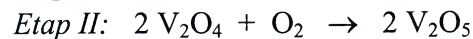
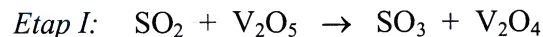
Ustalić: 1) wzór katalizatora, 2) wzór produktu przejściowego, 3) równanie reakcji bez katalizatora.

4.148. Pewna reakcja chemiczna przebiega w obecności katalizatora w dwóch etapach:



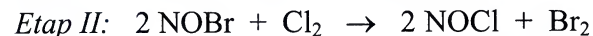
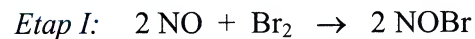
Ustalić: 1) wzór katalizatora, 2) wzór produktu przejściowego, 3) równanie reakcji bez katalizatora.

4.149. Pewna reakcja chemiczna przebiega w obecności katalizatora w dwóch etapach:



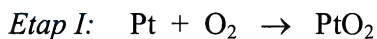
Ustalić: 1) wzór katalizatora, 2) wzór produktu przejściowego, 3) równanie reakcji bez katalizatora.

4.150. Pewna reakcja chemiczna przebiega w obecności katalizatora w dwóch etapach:



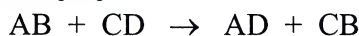
Ustalić: 1) wzór katalizatora, 2) wzór produktu przejściowego, 3) równanie reakcji bez katalizatora.

4.151. Pewna reakcja chemiczna przebiega w obecności katalizatora w trzech etapach:

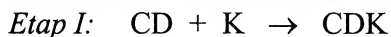


Ustalić: 1) wzór katalizatora, 2) wzory produktów przejściowych, 3) równanie reakcji bez katalizatora.

4.152. Reakcja wymiany podwójnej:



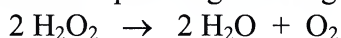
w obecności katalizatora (K) może przebiegać w różny sposób, na przykład:



Zaproponować inną kombinację.

4.153. Utlenianie ditlenku siarki do tritlenku siarki może być katalizowane ditlenkiem azotu. Produktem przejściowym jest tlenek azotu (NO). Ułożyć równania etapów reakcji katalizowanej i równanie sumaryczne.

* **4.154.** Rozkład nadtlenu wodoru katalizowany jodem (I_2) przebiega w kilku etapach. Tworzą się trzy produkty przejściowe: HI, HIO i O. Zaproponować równania dla tych etapów, jeżeli reakcja bez katalizatora przebiega według równania:



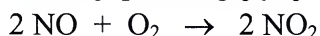
4.155. Reakcja chemiczna:



przebiega według równania kinetycznego: $v = k[\text{Br}^-][\text{BrO}_3^-][\text{H}^+]^2$.

Jak zmieni się szybkość reakcji, jeżeli stężenie wszystkich substratów wzrośnie trzykrotnie?

4.156. Jak zmieni się szybkość reakcji przebiegającej w fazie gazowej:



według równania kinetycznego: $v = k[\text{NO}]^2[\text{O}_2]$, jeżeli zmniejszy się trzykrotnie objętość przestrzeni reakcyjnej?

* **4.157.** Jak zmieni się szybkość reakcji przebiegającej w fazie gazowej:



według równania kinetycznego: $v = k[\text{NO}]^2[\text{H}_2]$, jeżeli zmiana objętości wywołała czterokrotny wzrost ciśnienia?

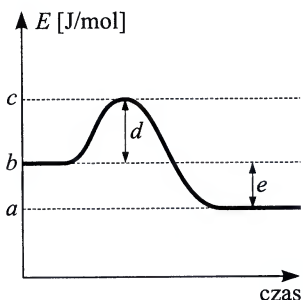
* **4.158.** W pewnym momencie zachodzenia reakcji:



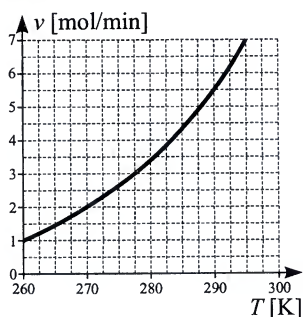
stężenia wynoszą: $[\text{A}] = 2 \text{ mol/dm}^3$, $[\text{B}] = 4 \text{ mol/dm}^3$. Ile razy zmaleje szybkość reakcji określona równaniem: $v = k[\text{A}][\text{B}]^2$, do momentu, w którym stężenie A zmniejszy się do $0,5 \text{ mol/dm}^3$?

*4.159. Reakcja rozkładu substancji A przebiega według równania: $A \rightarrow B + C$, z szybkością: $v = k[A]$. Stężenie początkowe substancji A wynosiło $0,5 \text{ mol/dm}^3$. Stała szybkości wynosi $0,4 \text{ s}^{-1}$. Obliczyć szybkość reakcji: a) w momencie jej rozpoczęcia, b) po upływie pewnego czasu, gdy stężenie substancji A zmniejszyło się o $0,2 \text{ mol/dm}^3$.

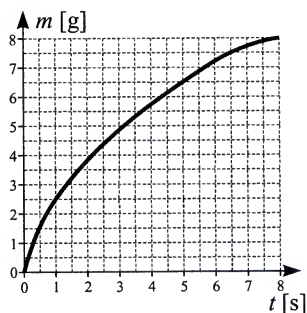
4.160. Wykres przedstawia zmiany energii (E) podczas zachodzenia reakcji. Określić: A) jaką energię (E) ilustruje krzywa, B) co oznaczają litery a, b, c, d, e , C) znak efektu energetycznego.



*4.161. Na podstawie wykresu obliczyć średni wzrost szybkości reakcji (w $\text{mol/min} \cdot \text{K}$) w przedziale temperatur $260\text{--}280 \text{ K}$.



*4.162. Na podstawie wykresu szybkości reakcji, w postaci zmiany masy (m) reagenta obecnego w mieszaninie reakcyjnej w ciągu pierwszych kilku sekund (t) jej przebiegu: a) określić, czy szybkość reakcji rośnie, czy maleje, b) obliczyć (w g/s) średnią szybkość reakcji w ciągu 5 s od jej rozpoczęcia, c) obliczyć chwilową szybkość reakcji po pierwszej sekundzie i po sześciu sekundach od jej rozpoczęcia.



4.10. Równowaga chemiczna

Przykład 4.21

Jedną z przyczyn tworzenia się sadzy w przewodach kominowych jest przebiegająca w temperaturze $700\text{--}1300 \text{ K}$ reakcja rozkładu tlenku węgla:



W pewnych warunkach ciśnienia i temperatury, w układzie zamkniętym, wytwarza się stan równowagi przy następujących stężeniach reagentów gazowych: $[\text{CO}] = 2 \text{ mol/dm}^3$, $[\text{CO}_2] = 3 \text{ mol/dm}^3$. Obliczyć stężeniową stałą równowagi w tych warunkach.

Rozwiązanie

Zgodnie z **prawem równowagi chemicznej** (prawem działania mas) dla reakcji:



(w – współczynniki stechiometryczne, S – wzory reagentów) stężeniowa stała równowagi* jest równa stosunkowi iloczynu molowych stężeń produktów (w potęgach ich współczynników stechiometrycznych) $[S_3]^{w_3} \cdot [S_4]^{w_4}$, do iloczynu molowych stężeń substratów (w potęgach ich współczynników stechiometrycznych) $[S_1]^{w_1} \cdot [S_2]^{w_2}$ (symbol substancji w nawiasie kwadratowym oznacza stężenie molowe tej substancji):

$$K_c = \frac{[S_3]^{w_3} \cdot [S_4]^{w_4}}{[S_1]^{w_1} \cdot [S_2]^{w_2}}$$

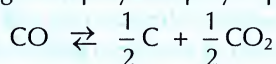
W układach niejednorodnych (np. gazy w równowadze z substancjami stałymi albo ciekłymi) pomija się stężenie substancji stałej bądź ciekłej. W rozpatrywanej reakcji węgiel stanowi fazę stałą, zatem:

$$K_c = \frac{[\text{CO}_2]}{[\text{CO}]^2} = \frac{3 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}{\left(2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}\right)^2} = 0,75 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}$$

Odpowiedź: Stężeniowa stała równowagi w podanych warunkach wynosi $0,75 \text{ dm}^3/\text{mol}$.

Uwagi:

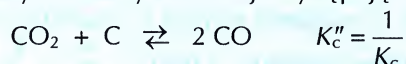
1. Wartość liczbowa i wymiar stałej równowagi zależą od wartości współczynników stechiometrycznych równania chemicznego. Na przykład przy zapisie tej samej reakcji równaniem:



wyrażenie na stałą równowagi K_c będzie miało postać:

$$K'_c = \frac{[\text{CO}_2]^{1/2}}{[\text{CO}]} \quad \text{i} \quad K'_c \neq K_c$$

2. Wartość liczbowa i wymiar stałej równowagi zależą od „kierunku” zapisu równania chemicznego, ponieważ za produkty uważamy substancje występujące po prawej stronie równania:



W tym przypadku stała równowagi K''_c jest równa odwrotności stałej K_c obliczonej w zadaniu. Dlatego wartości stałych równowagi podaje się w literaturze chemicznej łącznie z równaniem reakcji.

3. Wymiar stałej równowagi można określić posługując się następującą regułą:

$$[K_c] = \left[\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \right]^{\Delta n_{\text{gaz.}}}$$

Wykładnik potęgowy $\Delta n_{\text{gaz.}}$ jest zmianą liczby moli reagentów gazowych. Stanowi on różnicę łącznej liczby moli (a więc współczynników stechiometrycznych w) gazowych produktów $\Sigma n_{\text{gaz. pr.}}$ i łącznej liczby moli gazowych substratów $\Sigma n_{\text{gaz. sub.}}$.

$$\Delta n_{\text{gaz.}} = \Sigma n_{\text{gaz. pr.}} - \Sigma n_{\text{gaz. sub.}}$$

Dla reakcji: $2 \text{CO} \rightarrow \text{C} + \text{CO}_2$ $\Delta n_{\text{gaz.}} = 1 - 2 = -1$

$$[K_c] = \left[\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \right]^{-1} = \left[\frac{\text{dm}^3}{\text{mol}} \right]$$

cd.

* W obliczeniach chemicznych oprócz stężeniowych stałych równowagi K_c stosuje się również inne, np. ciśnieniową stałą K_p . Zadania niniejszego „Zbioru” dotyczą tylko stałej stężeniowej K_c , zwanej dalej stałą równowagi.

W literaturze chemicznej wymiar K_c jest często pomijany, ponieważ zapis równania pozwala na jednoznaczne ustalenie wymiaru.

4. Gdy $\Delta n_{\text{gaz.}} = 0$, na przykład dla reakcji: $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{NO}$, wówczas stała K_c jest bezwymiarowa, a jej wartość nie musi być obliczana w funkcji równowagowych stężeń molowych, lecz może być obliczana w funkcji równowagowej liczby moli poszczególnych reagentów. Oba sposoby prowadzą w tym przypadku do identycznej wartości stałej K_c .

Przykład 4.22

W zamkniętym naczyniu umieszczono 2 mole CO_2 i 8 moli wodoru. Po ogrzaniu do temperatury 1100 K ustaliła się równowaga:



W tych warunkach $K_c = 1$. Obliczyć liczbę moli każdego gazu w stanie równowagi.

Analiza problemu

Ogólny sposób rozwiązywania zadań tego typu polega na ułożeniu bilansu materiałowego reagentów. Dla każdego składnika musi być spełnione równanie bilansu molowego:

$$n_0 + n_p = n_r$$

gdzie: n_0 – początkowa liczba moli, n_p – liczba moli, która przereagowała, n_r – równowagowa liczba moli.

Dla substratów przyjmuje się ujemną wartość n_p , ponieważ liczba moli substratu, która przereagowała, stanowi jego ubytek.

Podaną dalej tabelę bilansu należy, w miarę możliwości, zestawiać tak, aby zawierała tylko jedną niewiadomą x . Najczęściej będzie to liczba moli jednego z reagentów (równowagowa, początkowa lub ta, która przereagowała) stanowiąca końcowy bądź pośredni cel obliczeń. Inne liczby moli, jeśli nie są znane, powinny stanowić funkcję niewiadomej x . Załóżmy, że w przypadku ogólnym



po zmieszaniu n_1 moli substancji S_1 z n_2 molami substancji S_2 i wytworzeniu stanu równowagi, układ będzie zawierał x moli substancji S_3 . Równocześnie musiało powstać $\frac{w_4}{w_3} x$ moli substancji S_4 (z równania reakcji wynika, że tworzeniu w_3 moli S_3 towarzyszy tworzenie w_4 moli S_4 , zatem tworzeniu się x moli S_3 towarzyszy tworzenie n_r moli S_4 ; $\frac{w_3}{w_4} = \frac{x}{n_r}$ stąd $n_r = \frac{w_4}{w_3} x$). Rozumując analogicznie, można ustalić, że liczba moli substancji S_1 , która przereagowała, wynosi $\frac{w_1}{w_3} x$, a substancji S_2 wynosi $\frac{w_2}{w_3} x$ (do bilansu wstawia się te wartości ze znakiem minus). Równowagowa liczba moli substratów stanowi sumę (algebraiczną!) n_0 i n_p (patrz tabela 4.1).

Po wstawieniu stężenia równowagowego (czyli stosunki liczby moli do objętości układu V) do równania wyrażającego prawo działania mas otrzymamy:

$$\frac{\left(\frac{x}{V}\right)^{w_3} \cdot \left(\frac{\frac{w_4}{w_3} x}{V}\right)^{w_4}}{\left(\frac{n_1 - \frac{w_1}{w_3} x}{V}\right)^{w_1} \cdot \left(\frac{n_2 - \frac{w_2}{w_3} x}{V}\right)^{w_2}} = K_c$$

Tabela 4.1. Bilans materiałowy reagentów

Reagent	Początkowa liczba moli n_0	Liczba moli, która przereagowała n_p	Równowagowa liczba moli n_r
S_1	n_1	$-\frac{w_1}{w_3} x$	$n_1 - \frac{w_1}{w_3} x$
S_2	n_2	$-\frac{w_2}{w_3} x$	$n_2 - \frac{w_2}{w_3} x$
S_3	0	x	x
S_4	0	$\frac{w_4}{w_3} x$	$\frac{w_4}{w_3} x$

Zestawienie tabeli bilansu i rozwiązanie ostatniego równania stanowi typowy schemat postępowania w obliczeniach związanych ze stanem równowagi chemicznej.

Rozwiązanie

Oznaczamy przez x równowagową liczbę moli CO i zestawiamy tabelę bilansu:

	n_0	n_p	n_r
CO ₂	2	$-x$	$2-x$
H ₂	8	$-x$	$8-x$
CO	0	x	x
H ₂ O	0	x	x

wpisując kolejno:

- 1) n_0 dla wszystkich substratów,
- 2) n_r dla produktów,
- 3) n_p dla produktów,
- 4) n_p dla substratów,
- 5) n_r dla substratów.

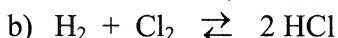
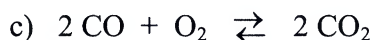
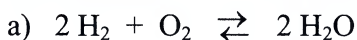
Układamy równanie wyrażające prawo działania mas, podstawiając w miejsce stężeń liczbę moli – z uwagi na fakt, że $\Delta n_{\text{gaz.}} = 0$ (można też wstawić stężenie w postaci stosunków $\frac{n}{V}$ i wówczas objętość V zostanie wyeliminowana, co oznacza, że stała K_c nie zależy w tym przypadku od objętości):

$$\frac{x^2}{(2-x)(8-x)} = 1, \quad \text{stąd} \quad x = 1,6$$

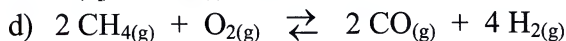
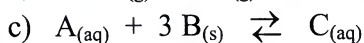
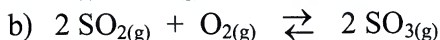
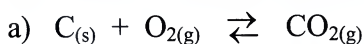
Równowagowa liczba moli CO₂ wyniesie $2 - 1,6 = 0,4$, a H₂ wyniesie $8 - 1,6 = 6,4$.

Odpowiedź: W stanie równowagi układ zawiera 0,4 mola CO₂, 6,4 mola H₂, 1,6 mola CO i 1,6 mola H₂O.

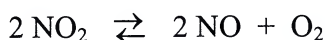
4.163. Ułożyć równania wyrażające prawo działania mas dla następujących reakcji przebiegających w fazie gazowej:



4.164. Ułożyć równania wyrażające prawo działania mas dla podanych reakcji. Określić wymiar stężeniowej stałej równowagi:

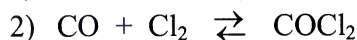
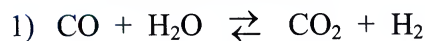


4.165. Obliczyć stałą równowagi chemicznej dla reakcji:



jeżeli stężenia substancji w stanie równowagi wynoszą: $[NO_2] = 0,06 \text{ mol/dm}^3$, $[NO] = 0,24 \text{ mol/dm}^3$, $[O_2] = 0,12 \text{ mol/dm}^3$.

4.166. Reakcje chemiczne:



przebiegają w fazie gazowej w oddzielnych naczyniach. Początkowe liczby moli wszystkich substratów wynosiły a . W stanie równowagi liczba moli każdego produktu wynosiła b . Określić stałą równowagi K_c w funkcji a i b , jeżeli jest to możliwe.

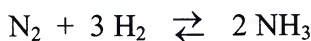
4.167. W reakcji: $2 CO + O_2 \rightarrow 2 CO_2$, przy początkowym stężeniu molowym tlenku węgla a oraz tlenu b , po dojściu do stanu równowagi tworzy się $c \text{ mol/dm}^3$ ditlenku węgla. Określić stałą równowagi K_c w funkcji stężeń a , b , c .

4.168. Mieszanie 2,94 mola jodu i 8,1 mola wodoru ogrzewano w temperaturze 721 K do osiągnięcia równowagi w fazie gazowej. Stwierdzono, że powstało 5,64 mola jodowodoru. Obliczyć stałą równowagi K_c tworzenia jodowodoru.

4.169. Dla reakcji: $H_2 + I_2 \rightarrow 2 HI$ stała szybkości w temperaturze 670 K wynosi $3,79 \cdot 10^{-2} \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$, a stała szybkości reakcji odwrotnej $5,88 \cdot 10^{-4} \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.

Obliczyć stałą równowagi K_c reakcji: $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2 HI$.

4.170. W stanie równowagi układu:



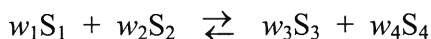
stężenia wynosiły: azotu – 3 mol/dm^3 , wodoru – 9 mol/dm^3 , amoniaku – 4 mol/dm^3 . Obliczyć stężenia wyjściowe wodoru i azotu.

* **4.171.** Równowaga reakcji: $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2 HI$ ustaliła się przy następujących stężeniach: $[H_2] = 0,25 \text{ mol/dm}^3$, $[I_2] = 0,05 \text{ mol/dm}^3$, $[HI] = 0,9 \text{ mol/dm}^3$. Obliczyć wyjściowe stężenia substratów.

* **4.172.** Ditlenek węgla ulega w wysokiej temperaturze rozkładowi na tlenek węgla i tlen. Obliczyć procentowy skład objętościowy mieszaniny gazów w stanie równowagi, jeżeli 20% ditlenku węgla uległo rozkładowi.

4.173. Zmieszano ze sobą 4 mole reagenta A, 6 moli reagenta B i zainicjowano reakcję: $A + B \rightleftharpoons C + D$. Obliczyć skład molowy mieszaniny reakcyjnej, jeżeli stała równowagi $K = 1$.

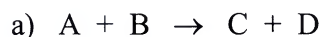
* **4.174.** Po zmieszaniu n_1 moli substancji S_1 z n_2 molami substancji S_2 , w naczyniu o pojemności V ustalił się stan równowagi:



(w – współczynniki stechiometryczne), przy czym wszystkie składniki układu były gazami. Zestawić tabelę bilansu molowego (patrz przykład 4.22) przyjmując, że do momentu osiągnięcia równowagi przereagowało x moli substancji S_1 . Ułożyć równanie wyrażające prawo działania mas. Określić wymiar stałej K_c .

4.175. W temperaturze 1100 K stała równowagi K_c reakcji: $CO_2 + H_2 \rightleftharpoons CO + H_2O$, jest równa jedności. Ile moli CO_2 ulegnie przemianie w CO , jeżeli zmiesza się 1 mol CO_2 z 5 molami H_2 i ogrzeje w zamkniętym naczyniu do 1100 K?

4.176. Obliczyć stężenie substancji B w stanie równowagi, jeżeli wartość stałej K_c wynosi $3 \cdot 10^{-2}$, stężenia równowagowe pozostałych substancji wynoszą $[A] = 0,5 \text{ mol/dm}^3$, $[C] = 0,2 \text{ mol/dm}^3$, $[D] = 0,1 \text{ mol/dm}^3$, a reakcja przebiega w fazie gazowej według równania:



* **4.177.** Obliczyć stężenia gazowych reagentów układu: $FeO + CO \rightleftharpoons Fe + CO_2$, w stanie równowagi, w temperaturze 1300 K, jeżeli $K_c = 0,5$, a początkowe stężenia wynosiły: $[CO] = 0,5 \text{ mol/dm}^3$, $[CO_2] = 0,1 \text{ mol/dm}^3$.

* **4.178.** Obliczyć skład mieszaniny reagentów gazowych (w % obj.) w stanie równowagi reakcji: $C + O_2 \rightleftharpoons CO_2$ w temperaturze około 1500 K, jeżeli stała $K_c = 0,298$.

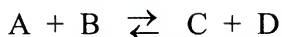
* **4.179.** W jakim stosunku molowym zmieszano ditlenek węgla z wodorem, jeśli do momentu ustalenia równowagi reakcji:



90% wodoru przereagowało, tworząc wodę?

* **4.180.** W pewnych warunkach równowaga reakcji: $CO + H_2O \rightleftharpoons H_2 + CO_2$, ustaliła się przy następujących stężeniach: $[CO] = 1 \text{ mol/dm}^3$, $[H_2O]_{(g)} = 4 \text{ mol/dm}^3$, $[H_2] = [CO_2] = 2 \text{ mol/dm}^3$. Obliczyć kolejno: 1) stałą K_c , 2) wyjściowe stężenia reagentów, 3) stężenia równowagowe składników po trzykrotnym zwiększeniu stężenia CO w stosunku do stężenia początkowego.

* **4.181.** Reakcja przebiega według równania:



Do każdej z siedmiu kolb wprowadzono 1 mol substancji A, a następnie dodawano substancję B w ilościach zestawionych w tabelce (n_B – liczba moli substancji B):

Nr	1	2	3	4	5	6	7
n_B	1/8	1/4	1/2	1	2	4	8
n_C	0,121	0,231	0,423	0,666	0,864	0,925	0,966

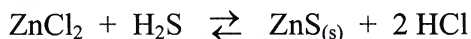
Po osiągnięciu stanu równowagi chemicznej w kolbach stwierdzono, że zawierają one n_C moli substancji C (tabelka). Narysować wykres zależności n_C od n_B i uzasadnić przyczyny istniejącej zależności.

** **4.182.** W powietrzu pod wpływem wyładowań elektrycznych, w temperaturze 1900 K, ustala się równowaga: $N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2 NO$, której stała $K_c = 3,9 \cdot 10^{-3}$. Obliczyć procent objętościowy NO w otrzymanej mieszaninie.

** **4.183.** 9,2 g mieszaniny równowagowej $N_2O_4 \rightleftharpoons 2 NO_2$ zajmuje w temperaturze 300 K, pod normalnym ciśnieniem, objętość 2,95 dm³. Obliczyć procent objętościowy NO_2 w mieszaninie i stałą równowagi K_c .

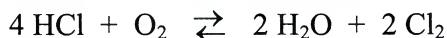
4.11. Reguła Le Chateliera

4.184. W którą stronę przesunie się równowaga reakcji:



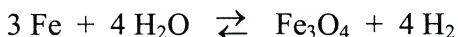
ustalona w roztworze wodnym, jeżeli: 1) wprowadzi się HCl, 2) wprowadzi się H_2S , 3) wprowadzi się $ZnCl_2$?

4.185. W którą stronę przesunie się równowaga reakcji:



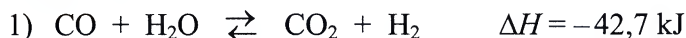
jeżeli: 1) wprowadzi się tlen, 2) wprowadzi się chlor, 3) usunie się część HCl, 4) usunie się część H_2O ?

4.186. W jaki sposób, drogą usuwania substancji z układu, można przesunąć równowagę reakcji:

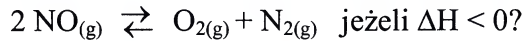


1) w prawo, 2) w lewo?

4.187. W którą stronę, w podanych reakcjach, przesuwa równowagę chemiczną wzrost temperatury?

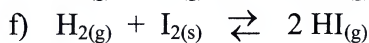
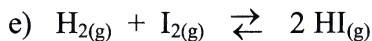
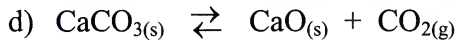
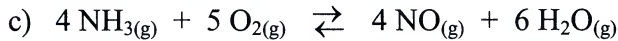
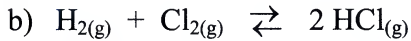
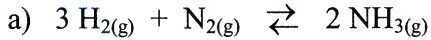


4.188. Czy chłodząc reaktor można zwiększyć wydajność powstawania tlenu w reakcji:

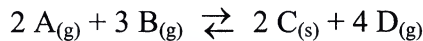


4.189. W którą stronę przesuwa równowagę chemiczną: 1) dodanie katalizatora, 2) dodanie inhibitora?

4.190. Jaki jest wpływ wzrostu ciśnienia na wydajność następujących reakcji:



4.191. W którą stronę przesunie się równowaga reakcji:



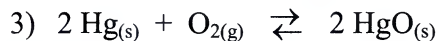
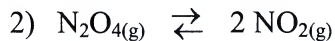
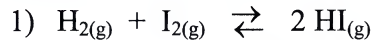
jeżeli zmniejszymy ciśnienie w reaktorze, zwiększając objętość przestrzeni reakcyjnej?

4.192. W którą stronę przesunie się równowaga reakcji:

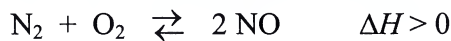


jeżeli woda wytworzona w wyniku reakcji zostanie skroplona?

* **4.193.** Podane niżej reakcje prowadzono w naczyniu zamkniętym. W którą stronę przesunęła się ustalona poprzednio równowaga po zwiększeniu pojemności naczynia?

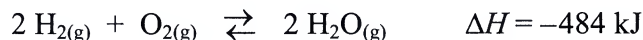


* **4.194.** W którą stronę przesunie się równowaga reakcji:



jeżeli: 1) wprowadzi się azot, 2) wprowadzi się tlenek azotu, 3) usunie się tlen, 4) ogrzeje się układ, 5) zmniejszy się ciśnienie?

* **4.195.** Dlaczego, pozornie wbrew regule Le Chateliera, egzotermiczną reakcją syntezy wody:



rozpoczynamy od zapalenia, a więc lokalnego ogrzania mieszaniny substratów?

* **4.196.** Stała równowagi reakcji: $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{C} + \text{D}$ w temperaturze 1000 K wynosi 0,6, a w temperaturze 1300 K osiąga wartość 1,7. Czy reakcja jest egzotermiczna, czy endotermiczna?

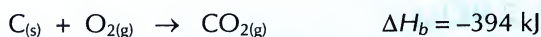
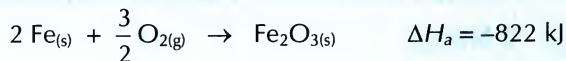
4.12. Obliczenia termochemiczne

Przykład 4.23

Obliczyć entalpię reakcji:



znając entalpie tworzenia Fe_2O_3 i CO_2

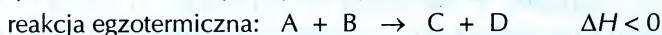


Analiza problemu

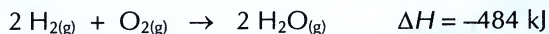
Każdej reakcji chemicznej towarzyszy efekt termiczny, który zależy od: 1) ilości substratów, które przereagowały, 2) stanu skupienia reagentów, 3) temperatury, 4) ciśnienia, 5) izobarycznego (pod stałym ciśnieniem) lub izochorycznego (przy stałej objętości) przebiegu reakcji. Znak efektu termicznego wynika z umowy. Wśród różnych umów najczęściej spotyka się w literaturze dwie. Pierwsza, stanowiąca tradycyjny system chemiczny obecnie zarzucany, zakłada znak plus dla reakcji egzotermicznych (czyli reakcji, w których układ reagentów przekazuje do otoczenia energię sposobem termicznym) i znak minus dla reakcji endotermicznych (w których układ reagentów pobiera z otoczenia energię sposobem termicznym).

Podany opis dotyczy reakcji w warunkach izotermicznych (zapewniona wymiana energii z otoczeniem sposobem termicznym). Przy braku wymiany energii z otoczeniem sposobem termicznym (proces adiabatyczny), efekt energetyczny reakcji przejawia się podwyższeniem lub obniżeniem temperatury układu reagentów.

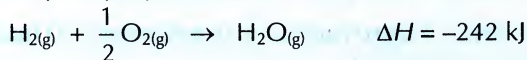
Druga umowa, zwana konwencją termodynamiczną, przyjmuje znakowanie odwrotne i zastosowano ją do obliczeń w niniejszym *Zbiorze...* Nazwy: „egzotermiczna” i „endotermiczna” nie zależą od sposobu znakowania (patrz definicje podane wyżej). Efekt cieplny będzie tu oznaczony symbolem ΔH i nazywany **entalpią reakcji**:



Wartości liczbowe entalpii dotyczą takiej liczby moli reagentów, jaka jest podana w równaniu. Na przykład zapis:



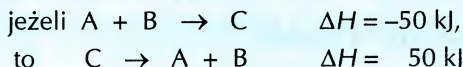
informuje, że tworzeniu 2 moli pary wodnej z gazowych substratów towarzyszy przekazanie do otoczenia 484 kJ energii sposobem termicznym. Można stąd wyliczyć tzw. entalpię tworzenia pary wodnej, czyli efekt cieplny towarzyszący syntezie 1 mola substancji z pierwiastków (w postaci trwałej w warunkach syntezy; np. H_2 , a nie H):



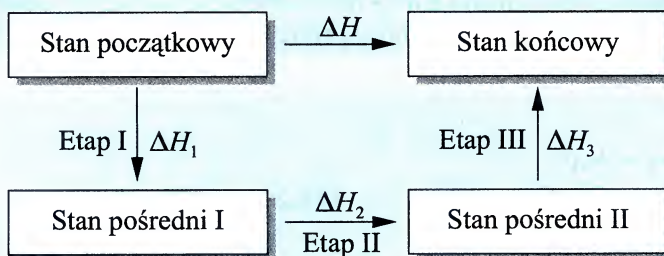
W celu ułatwienia obliczeń wszystkie wartości entalpii w *Zbiorze...* odniesiono do takich samych warunków, zwanych standardowymi (nie mylić z normalnymi): temperatura 298 K (25°C), ciśnienie 1013 hPa.* Ponadto wszystkie wartości dotyczą procesów przebiegających pod stałym ciśnieniem. Symbol $\text{C}(\text{s})$ oznacza grafit, $\text{S}(\text{s})$ – siarkę rombowa. Efekt cieplny odniesiony do takich warunków nosi nazwę standardowej entalpii reakcji, a w przypadku szczególnym – gdy dotyczy syntezy 1 mola związku z pierwiastków – standardowej entalpii tworzenia. W przykładach i zadaniach będzie używane określenie **entalpia reakcji** i symbol ΔH w odniesieniu do warunków standardowych.

* Według aktualnych ustaleń międzynarodowych ciśnienie w warunkach standardowych to 1000 hPa (czyli 1 bar), ale dostępne tablice termochemiczne, w tym również dane w *Zbiorze...*, są odniesione do wartości 1013 hPa, przyjmowanej poprzednio, a wynikające z tego różnice w wartościach liczbowych entalpii są na tyle małe, że nie odgrywają istotnej roli w typowych obliczeniach.

W obliczeniach termochemicznych istotną rolę odgrywa *reguła Lavoisiera–Laplace’a*: **efekt cieplny reakcji jest równy efektowi cieplnemu reakcji odwrotnej z przeciwnym znakiem**:



Podstawą obliczeń termochemicznych jest *prawo Hessa*: **efekt cieplny reakcji i towarzyszących jej przemian fazowych nie zależy od drogi procesu pod warunkiem, że wszystkie przemiany są izobaryczne (lub wszystkie izochoryczne) i nie towarzyszy im wymiana energii sposobem nieobjętościowym** (np. elektrycznym). Oznacza to, że entalpia ΔH bezpośredniego przejścia ze stanu początkowego do stanu końcowego jest równa sumie entalpii przejść poprzez stany pośrednie:

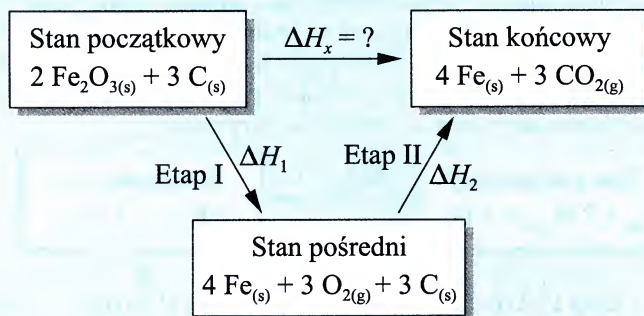


$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$$

Metoda rozwiązywania zadań, zaproponowana niżej, polega na graficznym przedstawieniu cyklu przemian i bilansowaniu efektów cieplnych w myśl powyższego równania.

Rozwiązanie

Układamy graficzny cykl przemian, przyjmując, że stan początkowy to mieszanina $2 \text{ Fe}_2\text{O}_{3(s)} + 3 \text{ C}_{(s)}$, a stan końcowy to mieszanina $4 \text{ Fe}_{(s)} + 3 \text{ CO}_{2(g)}$



$$\Delta H_x = \Delta H_1 + \Delta H_2$$

Celem obliczeń jest wyznaczenie entalpii ΔH_x bezpośredniego przejścia ze stanu początkowego do końcowego. Przejścia przez stan (stany) pośredni projektujemy na podstawie podanych w zadaniu równań termochemicznych. W tym celu zakładamy, że w etapie I nastąpił rozkład dwóch moli Fe_2O_3 na pierwiastki, przy czym węgiel nie brał udziału w reakcji. Wartość entalpii tego etapu ΔH_1 jest dwukrotnie większa od podanej w zadaniu entalpii ΔH_a tworzenia Fe_2O_3 (rozkładamy 2 mole Fe_2O_3), ponadto ma przeciwny znak (*reguła Lavoisiera–Laplace’a*):

$$\Delta H_1 = -2 \cdot \Delta H_a = -2 \cdot (-822 \text{ kJ}) = 1644 \text{ kJ}$$

Zakładamy z kolei, że w etapie II nastąpiła synteza 3 moli CO_2 , przy czym żelazo nie brało udziału w procesie. Entalpia tego etapu ΔH_2 jest trzy razy większa od podanej w zadaniu entalpii ΔH_b tworzenia CO_2 :

$$\Delta H_2 = 3 \cdot \Delta H_b = 3 \cdot (-394 \text{ kJ}) = -1182 \text{ kJ}$$

cd.

Zatem

$$\Delta H_x = \Delta H_1 + \Delta H_2 = 1644 \text{ kJ} - 1182 \text{ kJ} = 462 \text{ kJ}$$

Odpowiedź: Entalpia reakcji wynosi 462 kJ.

Uwagi:

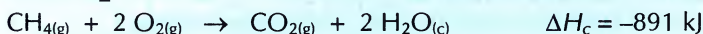
1. Układając graficzny cykl przemian należy przestrzegać zasady bilansu molowego: w każdym prostokącie, ilustrującym poszczególne etapy, musi być zapisana identyczna liczba moli danego pierwiastka. Każdy z prostokątów w powyższym przykładzie zawiera 4 Fe, 6 O i 3 C w różnych połączeniach chemicznych.
2. Indeksy oznaczające stany skupienia substancji zapisanych w poszczególnych prostokątach muszą być zgodne z równaniami termochemicznymi stanowiącymi źródło danych liczbowych ΔH . Zmiany stanu skupienia stanowią oddzielny etap (patrz przykład 4.24).

Przykład 4.24

Obliczyć entalpię reakcji:

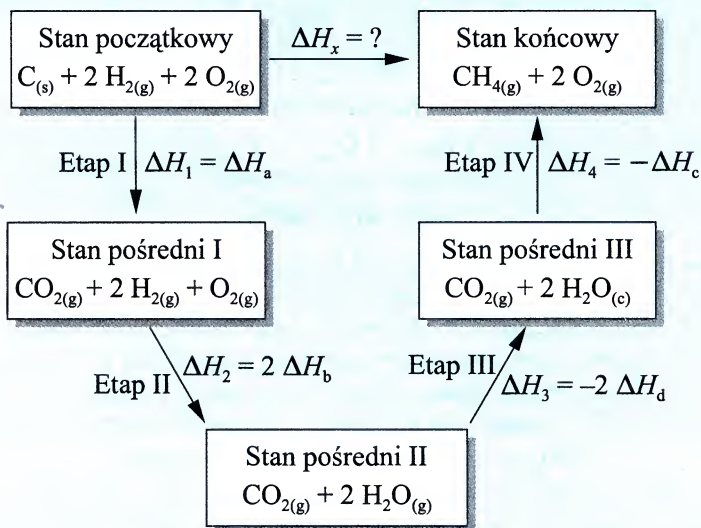


mając następujące dane:



Rozwiązanie

Za stan początkowy należy przyjąć mieszaninę węgla, wodoru i takiej ilości tlenu, która pozwoli na spalenie węgla w etapie I i wystarczy jeszcze na spalenie wodoru w etapie II. Tę samą ilość tlenu dodajemy do stanu końcowego. Ponieważ etap ostatni (oznaczony jako IV) będzie stanowił odwrócenie reakcji spalania metanu, której entalpia podana w zadaniu dotyczy powstawania wody ciekłej, należy wprowadzić etap III skraplania pary wodnej:



Sprawdzamy, czy każdy stan zawiera identyczną liczbę moli poszczególnych pierwiastków (wynik: 1 C, 4 H, 4 O).

$$\Delta H_x = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4$$

$$\Delta H_x = -394 \text{ kJ} - 484 \text{ kJ} - 88 \text{ kJ} + 891 \text{ kJ} = -75 \text{ kJ}$$

Odpowiedź: Entalpia reakcji wynosi -75 kJ .

Przykład 4.25

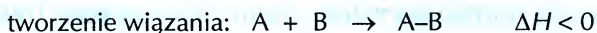
Obliczyć entalpię reakcji:



na podstawie energii wiązań.

Analiza problemu

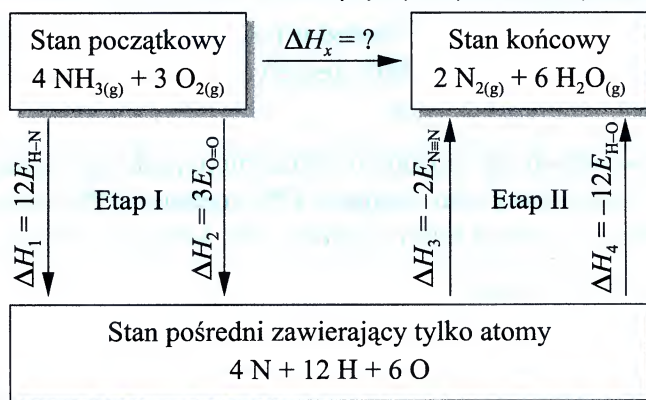
Energia wiązania w substancji AB (patrz tablica na końcu *Zbioru...*) jest to energia wymieniona między układem a otoczeniem podczas rozpadu mola AB na atomy A i B (lub podczas tworzenia się mola AB z atomów A i B). Łączna energia wiązań w A_nB_m jest sumą energii wszystkich wiązań między A i B z uwzględnieniem ich krotności (energie A–B i A=B są różne!). W ramach termodynamicznej konwencji znakowania przyjmuje się, że:



Na podstawie energii wiązań można oszacować entalpie reakcji (błąd dochodzi do 10%) przebiegających wyłącznie w fazie gazowej, przy założeniu cyklu przemian polegających na rozpadzie wszystkich wiązań w cząsteczkach substratów, a następnie na tworzeniu z atomów wiązań w cząsteczkach produktów.

Rozwiązanie

Zakładamy, że w pierwszym etapie (którego entalpia jest sumą $\Delta H_1 + \Delta H_2$, patrz schemat) rozpada się 12 moli wiązań pojedynczych N–H (z czterech moli NH_3) oraz 3 mole wiązań podwójnych O=O. W etapie drugim (entalpia jest sumą $\Delta H_3 + \Delta H_4$) powstają 2 mole wiązań potrójnych $\text{N}\equiv\text{N}$ (synteza dwóch moli N_2) i 12 moli wiązań pojedynczych H–O (synteza 6 moli H_2O):



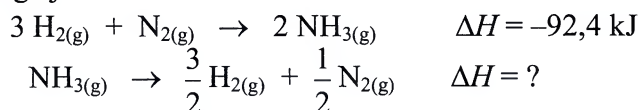
$$\Delta H_x = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4$$

Energię wiązań odczytujemy w tablicy na końcu *Zbioru...*

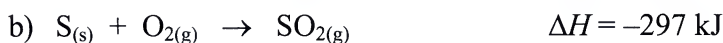
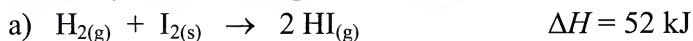
$$\Delta H_x = [(12 \cdot 390) + (3 \cdot 499) - (2 \cdot 947) - (12 \cdot 465)] \text{ kJ} = -1297 \text{ kJ}$$

Odpowiedź: Entalpia reakcji wynosi -1297 kJ .

4.197. Na podstawie podanego efektu termicznego pierwszej reakcji obliczyć efekt termiczny reakcji drugiej:

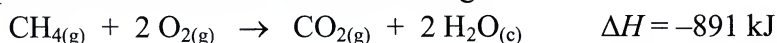


4.198. Na podstawie podanych równań termochemicznych określić entalpię tworzenia substancji stanowiącej produkt reakcji:



4.199. Podczas łączenia się 3,25 g cynku z siarką wydzielono się 10,15 kJ energii sposobem termicznym. Obliczyć entalpię tworzenia siarczku cynku.

4.200. Na podstawie równania termochemicznego:



obliczyć, jaką objętość metanu (warunki normalne) należy spalić, aby uzyskać 1000 kJ energii sposobem termicznym.

4.201. Na podstawie równań termochemicznych:



wyjaśnić, dlaczego pierwsza reakcja jest endotermiczna, a druga egzotermiczna.

4.202. Na podstawie danych z poprzedniego zadania obliczyć entalpię sublimacji jednego mola jodu.

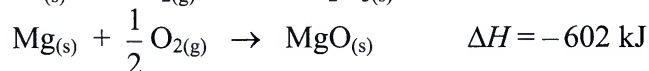
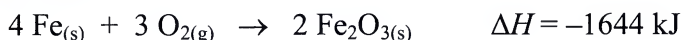
* **4.203.** Obliczyć entalpię tworzenia siarczku FeS, wiedząc, że w reakcji 10 g żelaza z nadmiarem siarki wytworzyło się 90% teoretycznej ilości siarczku i wydzielono się 15,3 kJ energii sposobem termicznym.

* **4.204.** Ile energii wydzieli się sposobem termicznym podczas spalania 24,4 dm³ mieszaniny (warunki standardowe) zawierającej 80% metanu i 20% etanu (objętościowo), jeżeli entalpie spalania wynoszą odpowiednio: -891 kJ/mol i -1560 kJ/mol?

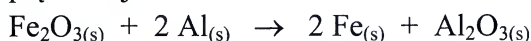
4.205. Obliczyć entalpię reakcji:



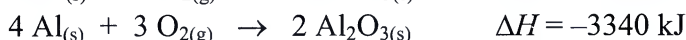
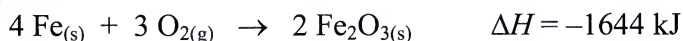
mając następujące dane:



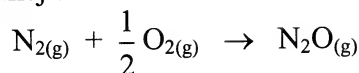
4.206. Obliczyć entalpię reakcji:



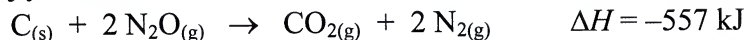
mając następujące dane:



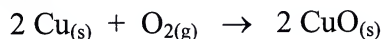
4.207. Obliczyć entalpię reakcji:



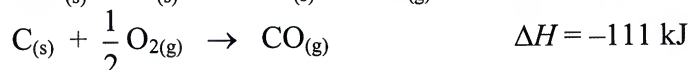
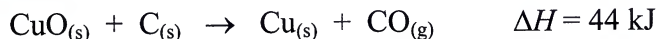
mając następujące dane:



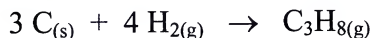
4.208. Obliczyć entalpię reakcji:



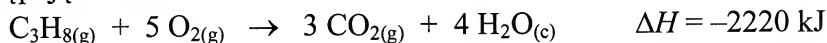
mając następujące dane:



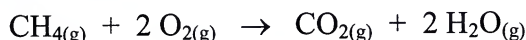
* **4.209.** Obliczyć entalpię reakcji:



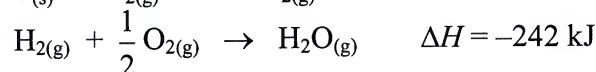
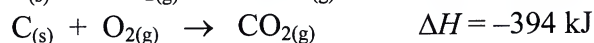
mając następujące dane:



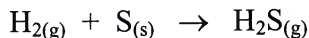
* **4.210.** Obliczyć entalpię reakcji:



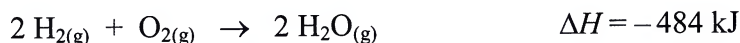
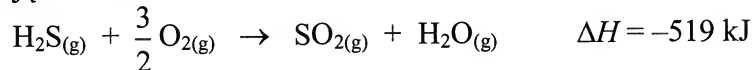
mając następujące dane:



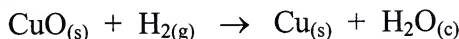
* **4.211.** Obliczyć entalpię reakcji:



mając następujące dane:



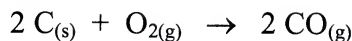
* **4.212.** Obliczyć entalpię reakcji:



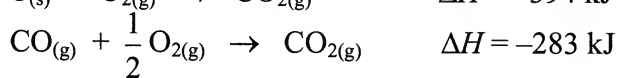
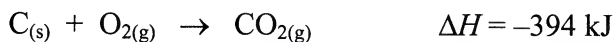
mając następujące dane:



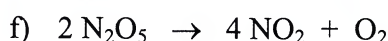
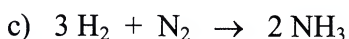
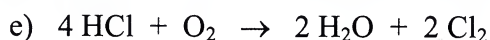
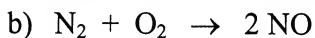
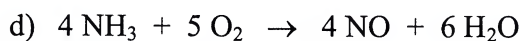
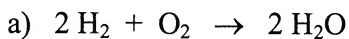
**** 4.213.** Obliczyć entalpię reakcji:



mając następujące dane:

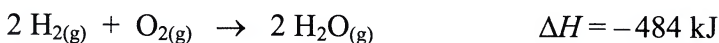


4.214. Na podstawie wartości energii wiązań podanych w tabeli A10 (str. 354) oszacować entalpie reakcji przebiegających w fazie gazowej:



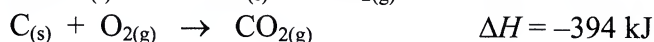
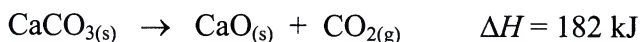
4.215. Na podstawie energii wiązań podanych w tabeli A10 (str. 354) obliczyć entalpie reakcji spalania: a) propenu, b) propanu, z wytworzeniem gazowego CO_2 i pary H_2O .

**** 4.216.** Obliczyć entalpię reakcji tworzenia się jednego mola pary wodnej z atomów wodoru i atomów tlenu, posługując się tabelą energii wiązań (str. 354) oraz informacją wynikającą z równania:



**** 4.217.** Jaka ilość energii wydzieli się sposobem termicznym podczas wybuchu 6 dm^3 mieszaniny piorunującej ($2 \text{H}_2 + \text{O}_2$) odmierzonej w warunkach standardowych, jeżeli entalpia tworzenia pary wodnej wynosi -242 kJ/mol ?

**** 4.218.** W jakim stosunku masowym należy zmieszać wapień z koksem, aby w piecu wapiennym zapewnić bieg procesu bez doprowadzania energii? W piecu zachodzą reakcje:



**** 4.219.** Obliczyć entalpię izomeryzacji propenu do cyklopropanu, jeżeli entalpie spalania tych związków w stanie gazowym wynoszą odpowiednio: $-2058,8 \text{ kJ/mol}$ i $-2079,4 \text{ kJ/mol}$.

Wskazówka: Entalpia spalania jest to efekt termiczny reakcji spalania jednego mola związku organicznego do gazowego ditlenku węgla, ciekłej wody i ewentualnie innych produktów gazowych (N_2 , SO_2).

**** 4.220.** Na podstawie energii wiązań (tabela A10, str. 354) uzasadnić, dlaczego azot tworzy cząsteczki N_2 , a fosfor P_4 (o kształcie tetraedru, w którym każdy atom P tworzy trzy pojedyncze wiązania z pozostałymi atomami).

Rozdział 5.

Stechiometria mieszanin

5.1. Udziały masowe. Wskaźniki udziału: procent, promil, mili-procent, części na milion, mikroprocent, części na miliard

Przykład 5.1

Badanie krwi ludzkiej wykazało, że w 1 g znajduje się 0,002 g cholesterolu. Obliczyć zawartość cholesterolu w: procentach, promilach, miliprocentach i częściach na milion.

Analiza problemu

Zawartość składnika w mieszaninie (z_s), zwana też stężeniem w przypadku roztworów ciekłych (patrz też p. 8.1) i mieszanin gazowych, może być wyrażona w różny sposób – poczynając od formy bezwymiarowej, poprzez tzw. wskaźniki udziału, np. procent, promil (które nie są jednostkami!) aż do jednostek układu SI oraz jednostek nielegalnych, aczkolwiek wciąż stosowanych, zwłaszcza w analizie medycznej, a nawet w chemii. W praktyce spotyka się kilkaset sposobów określania zawartości składników, ale niemal wszystkie* są zdefiniowane tym samym wzorem:

$$z_s = \frac{I_s}{I_m} \cdot [\text{MNOŻNIK}] \quad (5.1)$$

gdzie: z_s – zawartość składnika (niezależna od ilości mieszaniny I_m),

I_s – ilość składnika (w określonej ilości mieszaniny I_m),

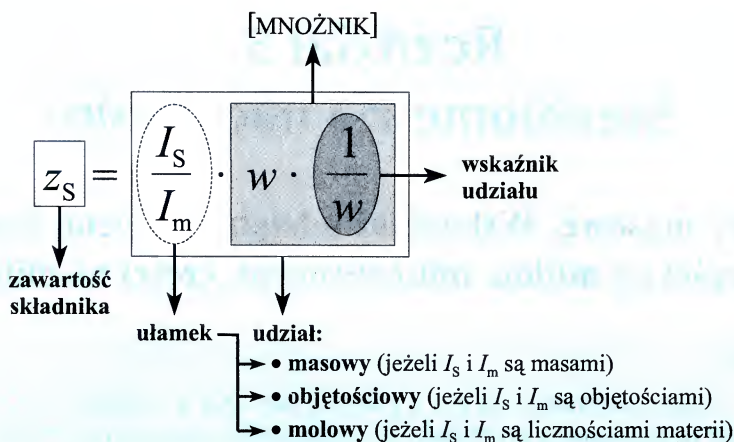
I_m – ilość mieszaniny (zawierającej I_s składnika) (patrz też rys. 5.1).

Spotykana w poszczególnych dyscyplinach naukowych wielka różnorodność wyrażania zawartości z_s wynika z trzech powodów:

1. Zarówno I_s jak I_m mogą być tą samą wielkością fizyczną; najczęściej obie są: masą, obie – objętością lub obie – liczebnością materii („liczbą moli”).
2. I_s może być inną wielkością fizyczną niż I_m (szereg kombinacji zestawionych z masy, objętości i liczebności materii).
3. Mnożnik:
 - a) może być pominięty i wówczas zawartości z_s są nazywane **ułamkami**, odpowiednio: **masowymi**, **objętościowymi** lub **molowymi** – patrz p. 5.3;
 - b) może być stosunkiem jednostek w jakich wyrażono wielkości I_s oraz I_m . Klasycznym przykładem tak zdefiniowanej zawartości składników jest powszechnie używane w chemii **stężenie molowe**, wyrażone w mol/dm³ – patrz p. 8.3;
 - c) może być iloczynem dwóch liczb: w oraz 1/w (na przykład 100 · 1/100). Wartość takiego iloczynu jest równa jedności. Liczbę 1/w, zwaną **wskaźnikiem udziału**, zastępujemy umownym symbolem, który ma nazwę, np.: % (procent) dla 1/100, ‰ (promil) dla 1/1000. (patrz tabela 5.1 i aneks 7). Jeżeli zastosujemy tego rodzaju mnożniki, a ponadto ilości I_s oraz I_m są masami, to obliczone zawartości składnika z_s są nazywane **udziałami masowymi** (dawniej wagowymi) i one są obiektem rozważań w przykładowych rozwiązaniach oraz zadaniach w tym paragrafie. Typowym przykładem udziału masowego jest dobrze Ci znana **zawartość procentowa** (ściślej masowa zawartość procentowa). Terminy odpowiadające poszczególnym członom wzoru (5.1) zestawiono na rys. 5.1.

cd.

* Jednym z wyjątków jest rzadko stosowane stężenie molalne (nie mylić z molowym), w którym ilość mieszaniny zastąpiono masą rozpuszczalnika (patrz też aneks 8).



Rys. 5.1. Terminy poszczególnych członów wzoru 5.1.

Tabela 5.1. Wskaźniki udziału

Nazwa wskaźnika	Symbol wskaźnika	Wartość wskaźnika ($\frac{1}{w}$)			[MNOŻNIK] $\equiv w \cdot \frac{1}{w} \equiv 1$
		w zapisie słownym	w zapisie dziesiętnym	w zapisie wykładniczym	
procent (części na sto)	% (lub g%)*	jeden setna	0,01	10^{-2}	[100%] $\equiv 10^2 \cdot 10^{-2} \equiv 1$
promil (części na tysiąc)	‰	jeden tysięczna	0,001	10^{-3}	[1000‰] $\equiv 10^3 \cdot 10^{-3} \equiv 1$
miliprocent (części na sto tysięcy)	m% (lub mg%)*	jeden stutysięczna	0,00001	10^{-5}	[10 ⁵ m%] $\equiv 10^5 \cdot 10^{-5} \equiv 1$
części na milion	ppm	jeden milionowa	0,000001	10^{-6}	[10 ⁶ ppm] $\equiv 10^6 \cdot 10^{-6} \equiv 1$
mikroprocent (części na sto milionów)	μ% (lub μg%)*	jeden stumilionowa	0,00000001	10^{-8}	[10 ⁸ μ%] $\equiv 10^8 \cdot 10^{-8} \equiv 1$
części na miliard	ppb	jeden miliardowa	0,000000001	10^{-9}	[10 ⁹ ppb] $\equiv 10^9 \cdot 10^{-9} \equiv 1$
części na bilion	ppt	jeden bilionowa	0,000000000001	10^{-12}	[10 ¹² ppt] $\equiv 10^{12} \cdot 10^{-12} \equiv 1$

* Zwyczajowo, głównie w analityce medycznej, ale błędnie, ponieważ symbol grama (g) jest zbędny i powoduje sprzeczności wymiarowe.

Z przedstawionych informacji wynika, że **wskaźniki udziału** (procent, promil itd.) **nie są jednostkami, lecz liczbami**. Tak więc procent (symbol %) nie jest jednostką, lecz liczbą: jest jedną setną, czyli 0,01 w zapisie dziesiętnym lub 10^{-2} w zapisie wykładniczym. Podczas przekształceń wzorów każdy **wskaźnik udziału** podlega takim samym przekształceniom jak liczby i jednostki, może więc być zapisywany w innej, równoważnej postaci (np. % = 0,01) lub skracany:

$$x = \frac{a \cdot \%}{b \cdot 0,01} = \frac{a \%}{b \%} = \frac{a}{b}$$

Rozwiązanie

Metoda I (preferowana przez autora) ze wzoru 5.1

W celu wyznaczenia zawartości składnika (z_s), wyrażonej w postaci żądanego udziału, należy stosunek I_s/I_m pomnożyć przez MNOŻNIK $w \cdot \frac{1}{w}$, zapisując pierwszy człon tego iloczynu (w) w postaci liczby, a drugi człon $\left(\frac{1}{w}\right)$ w postaci symbolu.

Zawartość procentowa cholesterolu oznaczona symbolem $z_s[\%]$:

$$z_s[\%] = \frac{0,002 \text{ g}}{1 \text{ g}} \cdot 100\% = 0,2\%$$

Zawartość promilowa cholesterolu oznaczona symbolem $z_s[\text{‰}]$:

$$z_s[\text{‰}] = \frac{0,002 \text{ g}}{1 \text{ g}} \cdot 1000 \text{ ‰} = 2\text{‰}$$

Zawartość miliprocentowa cholesterolu oznaczona symbolem $z_s[\text{m}\%]$:

$$z_s[\text{m}\%] = \frac{0,002 \text{ g}}{1 \text{ g}} \cdot 100\,000 \text{ m}\% = 200 \text{ m}\%$$

Zawartość cholesterolu w częściach na milion oznaczona symbolem $z_s[\text{ppm}]$:

$$z_s[\text{ppm}] = \frac{0,002 \text{ g}}{1 \text{ g}} \cdot 1\,000\,000 \text{ ppm} = 2000 \text{ ppm}$$

Odpowiedź: Zawartość cholesterolu wynosi: $0,2\% = 2\text{‰} = 200 \text{ m}\% = 2000 \text{ ppm}$.

Metoda II – z proporcji

Ogólna forma proporcji, oparta na wzorze 5.1, może być zapisana w następującej postaci:

Jeżeli I_m stanowi [MNOŻNIK] to I_s stanowi z_s
--

Dla zawartości procentowej cholesterolu oznaczonej symbolem $z_s[\%]$:

$$\begin{array}{l} \text{Jeżeli } 1 \text{ g} \text{ stanowi } 100\% \\ \text{to } 0,002 \text{ g} \text{ stanowi } z_s[\%] \\ \hline z_s[\%] = \frac{0,002 \text{ g} \cdot 100\%}{1 \text{ g}} = 0,2\% \end{array}$$

Dla zawartości promilowej cholesterolu oznaczonej symbolem $z_s[\text{‰}]$:

$$\begin{array}{l} \text{Jeżeli } 1 \text{ g} \text{ stanowi } 1\,000\text{‰} \\ \text{to } 0,002 \text{ g} \text{ stanowi } z_s[\text{‰}] \\ \hline z_s[\text{‰}] = \frac{0,002 \cdot 1\,000\text{‰}}{1 \text{ g}} = 2\text{‰} \end{array}$$

Dla zawartości miliprocentowej cholesterolu oznaczonej symbolem $z_s[\text{m}\%]$:

$$\begin{array}{l} \text{Jeżeli } 1 \text{ g} \text{ stanowi } 100\,000 \text{ m}\% \\ \text{to } 0,002 \text{ g} \text{ stanowi } z_s[\text{m}\%] \\ \hline z_s[\text{m}\%] = \frac{0,002 \text{ g} \cdot 100\,000 \text{ m}\%}{1 \text{ g}} = 200 \text{ m}\% \end{array}$$

Dla zawartości cholesterolu w częściach na milion oznaczonej symbolem $z_s[\text{ppm}]$:

$$\begin{array}{l} \text{Jeżeli } 1 \text{ g} \text{ stanowi } 1\,000\,000 \text{ ppm} \\ \text{to } 0,002 \text{ g} \text{ stanowi } z_s[\text{ppm}] \\ \hline z_s[\text{ppm}] = \frac{0,002 \text{ g} \cdot 1\,000\,000 \text{ ppm}}{1 \text{ g}} = 2000 \text{ ppm} \end{array}$$

Odpowiedź: Zawartość cholesterolu wynosi: $0,2\% = 2\text{‰} = 200 \text{ m}\% = 2000 \text{ ppm}$.

cd.

Uwagi:

1. Zawartość składnika w mieszaninie, wyrażona w postaci stosunku I_s/I_m , jest niezależna od ilości mieszaniny pod warunkiem, że mieszanina jest jednorodna. Tak więc 0,2% (masowych) cholesterolu zawiera każda ilość tej samej krwi – zarówno 1 g jak i 5 g, 100 cm³, 0,5 dm³ itp.
2. Wybór wskaźnika udziału masowego (lub innego) zależy od rzędu wielkości dolnej i górnej granicy, jaką osiąga w typowych przypadkach zawartość składnika. Na tej podstawie określa się w analityce medycznej, ochronie środowiska, toksykologii i innych dziedzinach tzw. normy. Trafny wybór udziału powinien ułatwić zapamiętanie norm przez specjalistów z danej dyscypliny. Na przykład poziom cholesterolu we krwi zdrowego człowieka nie powinien być niższy niż 0,0012 g ani wyższy niż 0,002 g w 1 g krwi. Znacznie łatwiej zapamiętać te granice w postaci miliprocentów: od 120 m% do 200 m%. I to jest głównym powodem używania wielu sposobów określania zawartości składnika w mieszaninie.

Przykład 5.2

Pewna próbka krwi zawierała 0,8‰ alkoholu. Obliczyć zawartość alkoholu w: a) częściach na milion, b) procentach.

Analiza problemu

Celem obliczeń jest przeliczenie (zamiana) jednego udziału masowego na inny. Takie przeliczenie można wykonać kilkoma sposobami, na przykład wyprowadzić wzór przeliczeniowy, odzyskać odpowiedni wzór w tablicach (patrz aneks 7) lub programach komputerowych, ale na pewno nie warto ich zapamiętywać. Ze wzorów warto korzystać wówczas, gdy trzeba przeliczyć całą serię wartości. Można też układać proporcje (czasem kilka kolejnych). Tu zostanie przedstawiony jeden, stosunkowo prosty sposób, polegający na „usunięciu” wskaźnika udziału przez zastąpienie jego symbolu odpowiednią wartością liczbową i wprowadzeniu nowego, pożądanego mnożnika (równego jedności).

Rozwiązanie

$$\begin{aligned} z_s [\text{ppm}] &= 0,8\text{‰} = 0,8 \cdot 10^{-3} = 0,8 \cdot 10^{-3} \cdot 10^6 \text{ ppm} = 800 \text{ ppm} \\ z_s [\%] &= 0,8\text{‰} = 0,8 \cdot 10^{-3} = 0,8 \cdot 10^{-3} \cdot 10^2 \% = 0,08\% \end{aligned}$$

↓
zastąpienie symbolu
wartością liczbową

↓
wprowadzenie
nowego mnożnika
(równego jedności)

Odpowiedź: Krew zawierała 800 ppm, czyli 0,08% alkoholu.

Przykład 5.3

Ile cyny zawiera próbka brązu (stopu Cu + Sn), jeżeli zawarta w niej miedź ma masę 12 g i stanowi 80% stopu?

Rozwiązanie

Metoda I – ze wzoru (5.1)

Wzór (5.1) można przedstawić w postaci

$$z_s = \frac{I_s}{\Sigma I} \cdot [\text{MNOŻNIK}]$$

gdzie $\Sigma I = I_1 + I_2 + \dots + I_n$, czyli oznacza sumę ilości wszystkich składników mieszaniny.

Dla mieszaniny dwuskładnikowej, stanowiącej obiekt pytania oraz masowych zawartości składników, wzór (5.1) przyjmie formę:

$$\%Cu = \frac{m_{Cu}}{m_{Cu} + m_{Sn}} \cdot 100\%$$

$$\text{zatem } 80\% = \frac{12 \text{ g}}{12 \text{ g} + x} \cdot 100\% \Rightarrow x = 3 \text{ g}$$

Odpowiedź: Próbka zawiera 3 g cyny.

Metoda II – z proporcji

Zawartość procentowa cyny to $100\% - 80\% = 20\%$, zatem:

Jeżeli 12 g stanowi 80%,
to x stanowi 20%

$$x = \frac{12 \text{ g} \cdot 20\%}{80\%} = 3 \text{ g}$$

Odpowiedź: Próbka zawiera 3 g cyny.

Przykład 5.4

Analiza próbki siarczku FeS zanieczyszczonego piaskiem wykazała, że próbka ta zawiera 60% żelaza. Ile procent zanieczyszczeń zawierała próbka?

Analiza problemu

Badana próbka jest mieszaniną FeS i zanieczyszczeń. Stosunek masowy FeS do zanieczyszczeń nie podlega prawu stałości składu i może mieć różne wartości w zależności od stopnia zanieczyszczenia próbki. Natomiast żelazo i siarka znajdują się w rozpatrywanej próbce w postaci związku chemicznego, który podlega prawu stałości składu. Zatem stosunek masowy żelaza do siarki jest stały i wynosi:

$$\frac{Fe}{S} = \frac{56}{32}$$

Rozumowanie powyższe słuszne jest tylko wtedy, gdy zanieczyszczenia nie zawierają ani żelaza, ani siarki. W skład piasku wchodzi głównie krzem i tlen, co pozwala na przyjęcie powyższych założeń.

Ogólna metoda rozwiązywania zadań rachunkowych związanych z zanieczyszczeniami towarzyszącymi związkowi chemicznemu A_nB_m polega na ułożeniu równań typu:

$$x + y + z = 100\% \quad \frac{x}{y} = \frac{A_r(A) \cdot n}{A_r(B) \cdot m}$$

w których x – % pierwiastka A
 y – % pierwiastka B
 z – % zanieczyszczeń,

ogólnie: $A_r(E)$ – masa atomowa pierwiastka E.

Rozwiązanie

Próbka zawiera 60% żelaza, $x\%$ siarki oraz $z\%$ zanieczyszczeń.

Zatem

$$60 + x + z = 100\%$$

$$\frac{60}{x} = \frac{56}{32}$$

Po rozwiązaniu układu równań otrzymamy $z = 5,7$.

Odpowiedź: Próbka zawiera 5,7% zanieczyszczeń.

- 5.1.** Obliczyć zawartość procentową miedzi w próbce mosiądzu o masie 30 g, zawierającej 18 g miedzi.
- 5.2.** Obliczyć masę stalowego gwoźdźcia zawierającego 0,12 g węgla, wiedząc, że wykonano go ze stali o zawartości 1,5% węgla.
- * **5.3.** Ile złota zawiera obrączka ślubna o masie 4 g, wykonana ze złota jubilerskiego próby 585?
- * **5.4.** Ile gramów argonu zawiera 1 m³ powietrza o gęstości 1,17 g/dm³ (w temp. 25°C), jeżeli argon stanowi ok. 1% (masowych) powietrza?
- 5.5.** Ile wody znajduje się w butelce z octem, jeżeli inne składniki mają masę 50 g i stanowią 10% octu?
- * **5.6.** Ile procent masowych potasu zawiera stop sodu z potasem, w którym na 4 atomy sodu przypada 1 atom potasu?
- 5.7.** Gleba zawiera średnio 0,5% fosforu. Obliczyć zawartość fosforu w glebie, w częściach na milion.
- 5.8.** Stężenie tlenku CO w powietrzu, podczas intensywnego ruchu samochodów, może dochodzić do 40 ppm. Obliczyć takie stężenie w promilach.
- 5.9.** Stężenie żelaza we krwi ludzkiej nie powinno być mniejsze niż 250 µ%. Obliczyć to stężenie w miliprocentach.
- 5.10.** Zawartość cynku w glebie nie powinna przekraczać 2200 ppb. Obliczyć tę zawartość w częściach na milion.
- 5.11.** Obliczyć zawartość kryptonu w powietrzu atmosferycznym, wiedząc, że 10 kg powietrza zawiera 10 mg kryptonu. Wynik podać:
- w promilach,
 - w częściach na milion (ppm),
 - w częściach na miliard (ppb).
- 5.12.** Ile glukozy znajduje się we krwi człowieka ważącego 80 kg, jeżeli krew stanowi około 7% masy ciała i zawiera średnio 0,9‰ glukozy?
- 5.13.** Ile uranu zawiera warstwa ziemi o grubości 1 m, powierzchni 1000 m² i gęstości 1,5 g/cm³, jeżeli średnia zawartość uranu w powierzchniowej warstwie ziemi wynosi 2,4 ppm?
- 5.14.** Z jakiej ilości wody morskiej można by uzyskać kilogram złota, jeżeli średnia zawartość złota w tej wodzie wynosi 1 m‰?
- 5.15.** Z jakiej ilości krwi ludzkiej można by uzyskać 10 mg bilirubiny, jeżeli krew zawiera około 1 m‰ bilirubiny?
- * **5.16.** Zawartość chloru, dodawanego do wody w sieci miejskiej w celu dezynfekcji, nie powinna być niższa niż 0,03 mg/kg i wyższa niż 0,05 mg/kg. Zaproponować przedstawienie tych danych w formie udziału masowego, łatwego do zapamiętania.

- 5.17.** Obliczyć zawartość procentową żelaza w magnetycie (Fe_3O_4) zawierającym 15% zanieczyszczeń, w skład których nie wchodzi żelazo.
- 5.18.** Analiza próbki zanieczyszczonego siarczku Cu_2S wykazała, że próbka ta zawiera 17,5% siarki. Ile procent Cu_2S zawierała próbka (zanieczyszczenia nie zawierają miedzi i siarki)?
- 5.19.** Ile procent zanieczyszczeń zawiera sól kuchenna, jeżeli zawiera ona 33,4% sodu?
- 5.20.** Jaki procent tlenku Fe_2O_3 zawiera ruda, jeżeli z próbki o masie 10 g otrzymano 5,6 g żelaza?
- * **5.21.** Ruda zawiera 92% Fe_3O_4 . W ilu kilogramach rudy będzie zawarte 6 kg żelaza?
- * **5.22.** Mineral zawiera 96% siarczku CuS . Obliczyć, w jakiej ilości minerału będzie zawarte 0,5 mola siarki.
- * **5.23.** Obliczyć, ile procent zanieczyszczeń zawiera siny kamień ($\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$), jeżeli zawiera on 12,2% siarki.
- ** **5.24.** Kruszec zawiera 7% Zn, 18% Pb i 30% Cu. Metale występują w postaci siarczków metali dwuwartościowych. Obliczyć zawartość procentową pozostałych składników nie będących siarczkami tych metali.
- ** **5.25.** Ile procent tlenku Fe_2O_3 i ile procent tlenku SiO_2 zawiera ruda o zawartości 56% żelaza i 7% krzemu? Żelazo zawarte w masie rudy występuje tylko w Fe_2O_3 , a krzem tylko w SiO_2 .
- ** **5.26.** Ile gramów srebra należy dodać do 300 g stopu srebra z miedzią o zawartości 30% masowych srebra, aby stop zawierał 40% srebra?

5.2. Skład procentowy mieszanin. Stosunek molowy, masowy i objętościowy składników

Przykład 5.5

Mieszanina zawiera 2 mole tlenku CO i 3 mole ditlenku CO_2 . Obliczyć zawartość procentową tlenku węgla, w procentach masowych i objętościowych.

Analiza problemu

Podstawą obliczeń jest wzór 5.1. Z uwagi na dwie zawartości procentowe (masową i objętościową) wygodnie jest zróżnicować stosowany poprzednio symbol z_s w postaci p^m – dla masowej zawartości procentowej i p^o – dla objętościowej zawartości procentowej, uzupełniając te symbole, w miarę potrzeby, dolnymi indeksami oznaczającymi numery składników lub wzory substancji:

$$p_1^m = \frac{m_1}{m_m} \cdot 100\%, \quad p_1^o = \frac{V_1}{V_m} \cdot 100\%$$

gdzie: m – masy, V – objętości, indeks 1 dotyczy składnika 1, indeks m – mieszaniny.

Podany w zadaniu skład molowy pozwala na obliczenie masy i objętości tlenku węgla oraz całej mieszaniny.

cd.

Rozwiązanie

2 mole CO to $2 \cdot 28 \text{ g} = 56 \text{ g}$

3 mole CO₂ to $3 \cdot 44 \text{ g} = 132 \text{ g}$

masa mieszaniny $m_m = (56 + 132) \text{ g} = 188 \text{ g}$

Obliczenia

Sposób I (ze wzoru)

$$p_{\text{CO}}^m = \frac{56 \text{ g}}{188 \text{ g}} \cdot 100\%$$

$$p_{\text{CO}}^m = 29,8\%$$

Sposób II (z proporcji)

Jeżeli 188 g stanowi 100%,
to 56 g stanowi x

$$x = \frac{56 \text{ g} \cdot 100\%}{188 \text{ g}} = 29,8\%$$

2 mole CO zajmują objętość $2 V_{\text{mol}}$ (V_{mol} – objętość mola, identyczna dla wszystkich gazów, ale zależna od ciśnienia i temperatury). 3 mole CO₂ zajmują objętość $3 V_{\text{mol}}$.

Obliczenia

Sposób I (ze wzoru)

$$p_{\text{CO}}^o = \frac{2 V_{\text{mol}}}{2 V_{\text{mol}} + 3 V_{\text{mol}}} \cdot 100\%$$

$$p_{\text{CO}}^o = 40\%$$

Sposób II (z proporcji)

Jeżeli $(2 + 3)$ stanowi 100%
to 2 stanowi x

$$x = \frac{2 \cdot 100\%}{2 + 3} = 40\%$$

Odpowiedź: Mieszanina zawiera 29,8% masowych tlenku węgla, co stanowi 40% objętościowych.

Uwagi.

W chemii i niemal we wszystkich innych dziedzinach, łącznie z przemysłem spożywczym (napisy na butelkach z alkoholem), stosuje się niepisana konwencję, w myśl której sam znak %, bez dodatkowych informacji oznacza procent masowy (zwany dawniej wagowym), natomiast procent objętościowy jest oznaczany kilkoma sposobami, na przykład: % obj., % OBJ, % vol., % v/v.

Przykład 5.6

Mieszanina zawiera masowo 70% wodoru i 30% tlenu. Obliczyć procentowy skład objętościowy.

Rozwiązanie

Metoda I

100 g mieszaniny zawiera 70 g wodoru, który w warunkach normalnych zająłby objętość V_1 , i 30 g tlenu, który zająłby objętość V_2 . Mol wodoru ma masę 2 g, mol tlenu – 32 g, a każdy z nich zajmuje w warunkach normalnych $22,4 \text{ dm}^3$, zatem:

Sposób I (z równań)

Stosunek masy do objętości jaką zajmuje jest stały

$$\frac{2 \text{ g}}{22,4 \text{ dm}^3} = \frac{70 \text{ g}}{V_1}$$

$$V_1 = 784 \text{ dm}^3$$

$$\frac{32 \text{ g}}{22,4 \text{ dm}^3} = \frac{30 \text{ g}}{V_2}$$

$$V_2 = 21 \text{ dm}^3$$

Sposób II (z proporcji)

Jeżeli 2 g zajmują objętość $22,4 \text{ dm}^3$
to 70 g zajmuje objętość V_1

$$V_1 = \frac{70 \text{ g} \cdot 22,4 \text{ dm}^3}{2 \text{ g}} = 784 \text{ dm}^3$$

Jeżeli 32 g zajmują objętość $22,4 \text{ dm}^3$
to 30 g zajmuje objętość V_2

$$V_2 = \frac{30 \text{ g} \cdot 22,4 \text{ dm}^3}{32 \text{ g}} = 21 \text{ dm}^3$$

Łączna objętość $V_1 + V_2 = (784 + 21) \text{ dm}^3 = 805 \text{ dm}^3$ stanowi 100% objętościowych, zatem procenty objętościowe wodoru $p_{\text{H}_2}^{\circ}$ oraz tlenu $p_{\text{O}_2}^{\circ}$ wyniosą:

Sposób I ze wzoru 5.1
zapisanego dla procentowej zawartości objętościowej:

$$p^{\circ} = \frac{V_s}{V_m} \cdot 100\%$$

$$p_{\text{H}_2}^{\circ} = \frac{784 \text{ dm}^3}{805 \text{ dm}^3} \cdot 100\% = 97,4\%$$

$$p_{\text{O}_2}^{\circ} = 100\% - 97,4\% = 2,6\%$$

Sposób II (z proporcji)
Jeżeli 805 dm^3 stanowi 100%
to 784 dm^3 stanowi x

$$x = p_{\text{H}_2}^{\circ} = \frac{784 \text{ dm}^3 \cdot 100\%}{805 \text{ dm}^3} = 97,4\%$$

$$p_{\text{O}_2}^{\circ} = 100\% - 97,4\% = 2,6\%$$

Odpowiedź: Procentowy skład objętościowy wynosi: 97,4% wodoru i 2,6% tlenu.

Metoda II

W gazowej mieszaninie dwuskładnikowej między objętościową zawartością procentową a masową zawartością procentową zachodzi zależność:

$$p_1^{\circ} = \frac{p_1^m \cdot M_2 \cdot 100\%}{p_1^m \cdot M_2 + p_2^m \cdot M_1} = \frac{70\% \cdot 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 100\%}{70\% \cdot 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 30\% \cdot 2 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 97,4\%$$

$$p_2^{\circ} = \frac{p_2^m \cdot M_1 \cdot 100\%}{p_1^m \cdot M_2 + p_2^m \cdot M_1} = \frac{30\% \cdot 2 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 100\%}{70\% \cdot 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 30\% \cdot 2 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 2,6\%$$

gdzie dolne indeksy 1 dotyczą składnika pierwszego (tu wodoru), a indeksy 2 – składnika drugiego (tu tlenu); p° – procent objętościowy, p^m – procent masowy, M – masa molowa*.

Zależności te można łatwo wyprowadzić, wychodząc z definicji procentu objętościowego składnika 1:

$$p_1^{\circ} = \frac{V_1}{V_1 + V_2} \cdot 100\%$$

gdzie: V_1 – objętość składnika 1, V_2 – objętość składnika 2, i podstawiając kolejno:

$$V_1 = \frac{m_1}{d_1}, \quad V_2 = \frac{m_2}{d_2}, \quad d_1 = \frac{M_1}{V_M}, \quad d_2 = \frac{M_2}{V_M}$$

gdzie: m – masa składnika, d – gęstość składnika, M – masa molowa składnika, V_M – objętość molowa*, identyczna dla obu składników w przypadku gazu, otrzymamy:

$$m_1 = \frac{p_1^m(m_1 + m_2)}{100\%} \quad m_2 = \frac{p_2^m(m_1 + m_2)}{100\%}$$

Analogicznie postępujemy dla składnika 2.

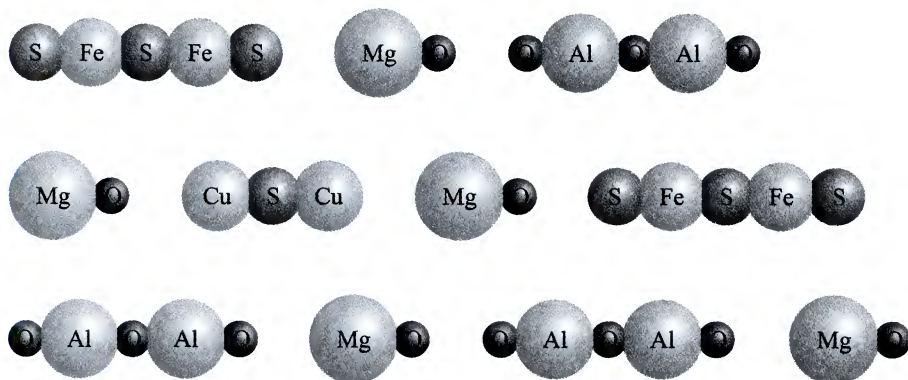
Odpowiedź: Mieszanina zawiera 97,4% objętościowych wodoru i 2,6% objętościowych tlenu.

Uwagi:

1. Masy molowe (M) można zastąpić masami moli (m_M), a objętości molowe (V_M) objętościami moli (V_{mol}).
2. Podane wzory przeliczeniowe są słuszne tylko dla dwuskładnikowej mieszaniny gazowej. Dla mieszanin stałych i ciekłych, przy uproszczonym założeniu, że objętość mieszaniny jest sumą objętości składników (często jest nieco mniejsza na skutek tzw. kontrakcji), procent objętościowy p° jest funkcją składu masowego i gęstości składników (lub składu masowego, mas molowych i objętości molowych). Patrz zadania 5.47 i 5.48.

* Patrz aneks 6.

5.27. Ułożyć chemiczny zapis składu następującej mieszaniny:



5.28. Obliczyć masę mieszaniny zawierającej 1 mol tlenu cząsteczkowego i 4 mole azotu cząsteczkowego. Jaki jest stosunek masowy składników tej mieszaniny?

5.29. Obliczyć stosunek molowy składników mieszaniny zawierającej 4 g wodoru i 32 g tlenu.

5.30. Pewna mieszanina tlenu i ditlenku węgla zawiera dwa razy więcej cząsteczek O₂ niż CO₂. Obliczyć procentowy skład masowy mieszaniny.

5.31. Jaką objętość zajmie w warunkach normalnych mieszanina 14 g azotu N₂ i 7 g tlenku CO?

5.32. Obliczyć masę 1 m³ (warunki normalne) mieszaniny składającej się z tlenku CO i wodoru w stosunku objętościowym 1 : 1.

5.33. Jaką masę i objętość w warunkach normalnych ma mieszanina zawierająca łącznie $9,03 \cdot 10^{23}$ cząsteczek N₂, H₂ i O₂ w stosunku 1 : 1 : 1?

5.34. W mieszaninie fluoru i chloru co dziesiąta cząsteczka jest cząsteczką fluoru. Obliczyć procentowy skład objętościowy mieszaniny.

5.35. Obliczyć procentowy skład objętościowy mieszaniny zawierającej po 50% masowych ksenonu i ditlenku węgla.

* **5.36.** Obliczyć procentowy skład objętościowy mieszaniny zawierającej hel, wodór i metan w stosunku masowym 3 : 2 : 10.

* **5.37.** Obliczyć procentowy skład objętościowy mieszaniny zawierającej neon i tlen w stosunku masowym $a : b$.

* **5.38.** Obliczyć procentowy skład masowy mieszaniny zawierającej chlor i fluor w stosunku objętościowym 2 : 3.

5.39. Obliczyć procentowy skład masowy mieszaniny zawierającej 25% objętościowych ditlenku siarki oraz tlen.

- 5.40.** Obliczyć stosunek objętościowy składników w mieszaninie zawierającej hel i wodór w stosunku masowym 1 : 1.
- 5.41.** Obliczyć stosunek objętościowy składników w mieszaninie zawierającej fluor i argon w stosunku molowym 3 : 5.
- 5.42.** Obliczyć stosunek molowy składników w mieszaninie zawierającej 60% objętościowych wodoru i tlenek węgla (CO).
- 5.43.** Obliczyć stosunek molowy metali w stopie zawierającym po 50% masowych złota i srebra.
- 5.44.** Obliczyć stosunek masowy składników w mieszaninie zawierającej azot i tlen w stosunku objętościowym 4 : 1.
- 5.45.** Jaki warunek muszą spełniać masy molowe gazów w mieszaninie dwuskładnikowej, aby stosunek masowy był równy stosunkowi objętościowemu?
- * **5.46.** Obliczyć stosunek masowy składników w mieszaninie zawierającej $a\%$ objętościowych tlenu i $b\%$ objętościowych ditlenku węgla.
- * **5.47.** Obliczyć procent masowy składnika A dwuskładnikowej mieszaniny gazowej zawierającej p procent objętościowych składnika A o masie molowej M_A i p procent objętościowych składnika B o masie molowej M_B .
- * **5.48.** Obliczyć procent masowy składnika A dwuskładnikowej mieszaniny zawierającej p_A^o procent objętościowych składnika A o gęstości d_A i p_B^o procent objętościowych składnika B o gęstości d_B .
- * **5.49.** Obliczyć procent objętościowy składnika A dwuskładnikowej mieszaniny zawierającej p_A^m procent masowych składnika A o gęstości d_A i p_B^m procent masowych składnika B o gęstości d_B .
- * **5.50.** Mieszanina zawiera FeO i Fe₂O₃ w stosunku masowym 1 : 1. Ile procent żelaza zawiera ta mieszanina?
- * **5.51.** Mieszanina zawiera FeO i Fe₂O₃ w stosunku molowym 1 : 1. Ile procent żelaza zawiera ta mieszanina?
- * **5.52.** Obliczyć zawartość procentową siarki w mieszaninie zawierającej FeS i Fe₂S₃:
1) w stosunku masowym 1 : 3; 2) w stosunku molowym 1 : 3.
- ** **5.53.** W mieszaninie NaCl i KBr, chlor i brom stanowią łącznie 62,6% masy. Obliczyć skład procentowy mieszaniny.

5.3. Ułamek molowy, masowy i objętościowy

Przykład 5.7

Określić skład mieszaniny, zawierającej 2 mole tlenku CO i 3 mole tlenku CO₂, uławkami: molowym, masowym (dawniej wagowym) i objętościowym.

Analiza problemu

Ułamki ilościowe (molowy, masowy, objętościowy) to szczególne przypadki zawartości składnika zdefiniowanej wzorem (5.1), polegające na pominięciu MNOŻNIKA.

Ułamki ilościowe są wielkościami bezwymiaryowymi:

$$u_1^{\text{mol}} = \frac{n_1}{n_m} \quad u_1^{\text{m}} = \frac{m_1}{m_m} \quad u_1^{\text{o}} = \frac{V_1}{V_m}$$

gdzie: u^{mol} – ułamek molowy, u^{m} – ułamek masowy, u^{o} – ułamek objętościowy, indeks 1 oznacza składnik 1, indeks m oznacza mieszaninę; np. n_1 – liczba moli składnika pierwszego, n_m – liczba moli mieszaniny (w mieszaninie k -składnikowej suma $n_1 + n_2 + \dots + n_k$).

Z definicji ułamków ilościowych wynika, że suma ułamków jest równa jedności. Na przykład dla mieszaniny dwuskładnikowej

$$u_1^{\text{mol}} + u_2^{\text{mol}} = 1 \quad u_1^{\text{m}} + u_2^{\text{m}} = 1 \quad u_1^{\text{o}} + u_2^{\text{o}} = 1$$

Rozwiązanie (por. przykład 5.5)

$$u_{\text{CO}}^{\text{mol}} = \frac{2}{2+3} = 0,4$$

$$u_{\text{CO}_2}^{\text{mol}} = 1 - 0,4 = 0,6$$

$$u_{\text{CO}}^{\text{m}} = \frac{2 \cdot 28 \text{ g}}{2 \cdot 28 \text{ g} + 3 \cdot 44 \text{ g}} = 0,298$$

$$u_{\text{CO}_2}^{\text{m}} = 1 - 0,298 = 0,702$$

$$u_{\text{CO}}^{\text{o}} = \frac{2 V_M}{2 V_M + 3 V_M} = 0,4$$

$$u_{\text{CO}_2}^{\text{o}} = 1 - 0,4 = 0,6$$

Odpowiedź:

Składnik \ Ułamek	CO	CO ₂
molowy	0,4	0,6
masowy	0,298	0,702
objętościowy	0,4	0,6

5.54. Mieszanina zawiera 5 moli składnika A, 8 moli składnika B i 7 moli składnika C. Określić skład mieszaniny w uławkach molowych.

5.55. Obliczyć ułamek molowy wodoru w mieszaninie zawierającej 4 g wodoru i 16 g tlenu.

5.56. Obliczyć ułamek molowy ksenonu w mieszaninie zawierającej po 50% masowych ksenonu i ditlenku węgla.

5.57. Obliczyć ułamek molowy składnika w mieszaninie gazów zawierającej 20% objętościowych tego składnika.

- * **5.58.** Obliczyć ułamek objętościowy składnika A w dwuskładnikowej mieszaninie A + B, znając jej skład w postaci ułamków masowych u_A^m i u_B^m oraz gęstości składników d_A i d_B .
- * **5.59.** Obliczyć ułamek molowy składnika A w dwuskładnikowej mieszaninie A + B, znając jej skład w postaci ułamków masowych u_A^m i u_B^m oraz masy molowe M_A i M_B .
- * **5.60.** Obliczyć ułamek molowy składnika A w dwuskładnikowej mieszaninie A + B, znając jej skład w postaci ułamków objętościowych u_A^o i u_B^o , masy molowe M_A i M_B oraz gęstości d_A i d_B .
- * **5.61.** Obliczyć ułamek masowy składnika A w dwuskładnikowej mieszaninie A + B, znając jej skład w postaci ułamków molowych u_A^{mol} i u_B^{mol} oraz masy molowe M_A i M_B .
- * **5.62.** Obliczyć ułamek objętościowy składnika A w dwuskładnikowej mieszaninie A + B, znając jej skład w postaci ułamków molowych u_A^{mol} i u_B^{mol} , masy molowe M_A i M_B oraz gęstości d_A i d_B .

5.4. Parametry mieszanin w funkcji składu

Przykład 5.8

Obliczyć gęstość dwuskładnikowej mieszaniny, zawierającej p_1^o procent objętościowych składnika o gęstości d_1 oraz p_2^o procent objętościowych składnika o gęstości d_2 .

Rozwiązanie

Oznaczając ogólnie d – gęstości, m – masy, V – objętości, mamy zależności:

$$d_m = \frac{m_m}{V_m} \quad (\text{indeks } m \text{ dotyczy mieszaniny})$$

$$m_m = m_1 + m_2 \quad m_1 = d_1 V_1 \quad m_2 = d_2 V_2$$

$$d_m = \frac{m_1 + m_2}{V_m} = \frac{d_1 V_1 + d_2 V_2}{V_m}$$

Zakładając addytywność objętości (czyli, że $V_m = V_1 + V_2$, co można przyjąć dla gazów oraz dla innych przypadków nie wymagających dużej dokładności w obliczeniach), należy je zastąpić procentowymi zawartościami objętościowymi:

$$V_1 = \frac{p_1^o \cdot V_m}{100\%}, \quad V_2 = \frac{p_2^o \cdot V_m}{100\%}, \quad \text{gdzie } V_m = V_1 + V_2$$

Zatem:

$$d_m = \frac{d_1 p_1^o + d_2 p_2^o}{100\%}$$

Wzór powyższy stanowi odpowiedź na postawione w zadaniu pytanie i wykazuje, że gęstość mieszaniny jest **średnią ważoną** gęstości składników przy znanym składzie objętościowym.

Uwagi: Średnia ważona, podobnie jak średnia arytmetyczna, harmoniczna, liczbowa lub geometryczna, ma znaczenie ogólne i może być stosowana do obliczania wartości rozmaitych parametrów mieszanin przy znanym składzie. **Niektóre parametry mieszanin są średnią ważoną obliczaną ze składu objętościowego** (np. gęstość, średnia masa molowa), a **inne ze składu masowego** (np. objętość właściwa, czyli stosunek objętości do masy).

cd.

Ogólny wzór na średnią ważoną W_S parametru W mieszaniny k -składnikowej o wartościach W_1, W_2, \dots, W_k badanego parametru ma postać:

$$W_S = \frac{W_1 p_1 + W_2 p_2 + \dots + W_k p_k}{100\%} = \frac{\sum W_i p_i}{100\%}$$

gdzie p_1, p_2, \dots, p_k oznaczają zawartości procentowe składników (w pewnych przypadkach objętościowe, w innych – masowe w zależności od rodzaju parametru W).

Średnia ważona jest szczególnym przypadkiem średniej arytmetycznej*, polegającym na uwzględnieniu ilościowego udziału składników.

Przykład 5.9

Obliczyć średnią masę molową dwuskładnikowej mieszaniny, zawierającej p_1^m procent masowego składnika o masie molowej M_1 oraz p_2^m procent masowych składnika o masie molowej M_2 .

Rozwiązanie

Oznaczając ogólnie M – masy molowe, m – masy, n – liczby moli, mamy zależności:

$$M_m = \frac{m_m}{n_m} \quad (\text{indeks } m \text{ dotyczy mieszaniny})$$

$$n_m = n_1 + n_2 \quad n_1 = \frac{m_1}{M_1} \quad n_2 = \frac{m_2}{M_2}$$

$$M_m = \frac{m_m}{\frac{m_1}{M_1} + \frac{m_2}{M_2}} = \frac{M_1 M_2 m_m}{M_2 m_1 + M_1 m_2}$$

W celu zastąpienia mas składników masowymi zawartościami procentowymi, podstawiamy

$$m_1 = \frac{p_1^m \cdot m_m}{100\%} \quad m_2 = \frac{p_2^m \cdot m_m}{100\%}$$

i po przekształceniach otrzymamy:

$$M_m = \frac{M_1 M_2 \cdot 100\%}{M_2 p_1^m + M_1 p_2^m}$$

Wzór ten stanowi rozwiązanie zadania i wykazuje, że średnia masa molowa jest **średnią liczbową** mas molowych składników przy znanym składzie masowym.

Uwagi: Średnia liczbowa jest szczególnym przypadkiem średniej harmonicznnej**, polegającym na uwzględnieniu ilościowego udziału składników. Wyprowadzony wyżej wzór można bowiem przedstawić w postaci:

$$M_m = \frac{100\%}{\frac{p_1^m}{M_1} + \frac{p_2^m}{M_2}}$$

* Średnią arytmetyczną A oblicza się ze wzoru:

$$A = \frac{W_1 + W_2 + \dots + W_k}{k} = \frac{\sum W_i}{k}$$

gdzie k – liczba składników, W_i – wartość W składnika i .

** Średnią harmoniczną H oblicza się ze wzoru:

$$H = \frac{k}{\frac{1}{W_1} + \frac{1}{W_2} + \dots + \frac{1}{W_k}} = \frac{k}{\sum \frac{1}{W_i}}$$

gdzie k – liczba składników, W_i – wartość W składnika i .

Niektóre parametry mieszanin są średnią liczbową obliczoną ze składu masowego (np. gęstość, masa molowa), a inne ze składu objętościowego (np. objętość właściwa). Ogólny wzór na średnią liczbową L_s parametru L mieszaniny k -składnikowej o wartościach L_1, L_2, \dots, L_k badanego parametru ma postać:

$$L_s = \frac{100\%}{\frac{p_1}{L_1} + \frac{p_2}{L_2} + \dots + \frac{p_k}{L_k}} = \frac{100\%}{\sum \frac{p_i}{L_i}}$$

gdzie p_1, p_2, \dots, p_k oznaczają zawartości procentowe składników (w pewnych przypadkach masowe, w innych – objętościowe, w zależności od rodzaju parametru L).

5.63. Obliczyć gęstość powietrza w warunkach normalnych, przyjmując skład objętościowy: 20% tlenu i 80% azotu.

5.64. Obliczyć procentowy skład objętościowy mieszaniny azotu i ditlenku węgla, jeżeli jej gęstość w warunkach normalnych wynosi $1,5 \text{ g/dm}^3$.

* **5.65.** Udowodnić, że średnia masa molowa dwuskładnikowej mieszaniny gazowej jest średnią ważoną mas molowych M_1 i M_2 składników oraz procentowego składu objętościowego:

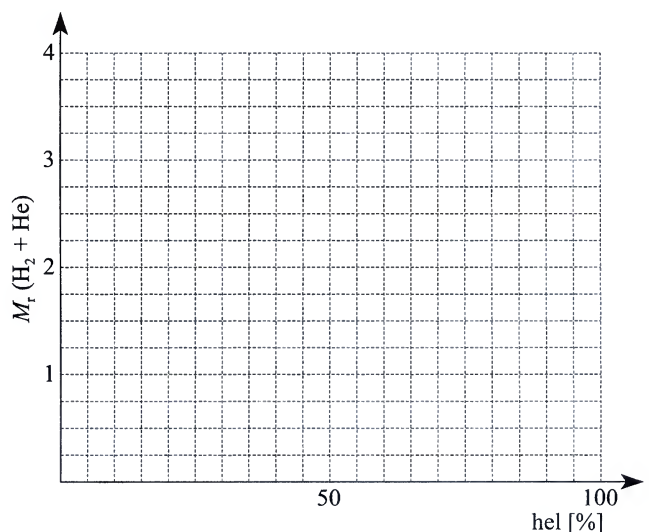
$$M_m = \frac{M_1 \cdot p_1^o + M_2 \cdot p_2^o}{100\%}$$

5.66. Obliczyć średnią masę molową powietrza, przyjmując skład objętościowy: 20% tlenu i 80% azotu.

5.67. Obliczyć średnią masę molową mieszaniny zawierającej wodór i hel w stosunku: a) objętościowym 1 : 1, b) masowym 1 : 1, c) molowym 1 : 1.

5.68. W jakim stosunku: a) objętościowym, b) masowym należy mieszać neon i argon, aby otrzymać mieszaninę o średniej masie molowej 25 g/mol ?

* **5.69.** Narysować wykresy zależności średniej masy cząsteczkowej mieszaniny wodoru i helu od zawartości procentowych składników: a) objętościowych, b) masowych. Linie wykreślić drogą interpolacji punktów dla zawartości: 0, 20, 40, 60, 80, 100 procent helu.



- * **5.70.** Udowodnić, że gęstość dwuskładnikowej mieszaniny jest następującą funkcją (tzw. średnią liczbową) procentowego składu masowego i gęstości składników d_1 i d_2 :

$$d_m = \frac{d_1 d_2 \cdot 100\%}{d_1 p_2^m + d_2 p_1^m}$$

5.71. Obliczyć gęstość (w warunkach normalnych) mieszaniny zawierającej 25% masowych metanu oraz tlen.

- * **5.72.** Obliczyć procentowy skład masowy mieszaniny wodoru i helu, jeżeli jej gęstość w warunkach normalnych wynosi $0,1 \text{ g/dm}^3$.

- * **5.73.** Obliczyć masę cząsteczkową gazu, którego gęstość względem powietrza wynosi 1,52.

Wskazówka: Gęstość względem powietrza jest to stosunek masy cząsteczkowej gazu do średniej masy cząsteczkowej powietrza.

5.74. Które z podanych gazów mają gęstość większą, a które mniejszą od gęstości powietrza: CH_4 , O_2 , He , Cl_2 ?

- ** **5.75.** Udowodnić, że stosunek objętościowy, w jakim należy mieszać składniki o gęstościach d_1 i d_2 w celu otrzymania mieszaniny o gęstości d_m (gdzie $d_1 < d_m < d_2$), spełnia warunek:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{d_2 - d_m}{d_m - d_1} \quad (\text{przy założeniu addytywności objętości})$$

i może być obliczony metodą diagonalną (regułą krzyżową; patrz przykład 8.16):

$$\begin{array}{ccc} d_1 & & d_2 - d_m \\ & \searrow & \nearrow \\ & d_m & \\ & \nearrow & \searrow \\ d_2 & & d_m - d_1 \end{array}$$

- ** **5.76.** Udowodnić, że stosunek masowy, w jakim należy mieszać składniki o gęstościach d_1 i d_2 w celu otrzymania mieszaniny o gęstości d_m (gdzie $d_1 < d_m < d_2$), spełnia warunek:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{d_1(d_2 - d_m)}{d_2(d_m - d_1)} \quad (\text{przy założeniu addytywności objętości})$$

i nie może być obliczony metodą diagonalną (por. poprzednie zadanie).

- ** **5.77.** Mieszając dwie ciecze w stosunku objętościowym 1 : 1, otrzymano mieszaninę o gęstości $0,5 \text{ g/cm}^3$. Mieszając te same ciecze w stosunku masowym 1 : 1, otrzymano mieszaninę o gęstości $0,48 \text{ g/cm}^3$. Obliczyć gęstości obu cieczy.

5.5. Reakcje z mieszaniną o znanym składzie

Przykład 5.10

Ile dm³ powietrza, odcmierzonego w warunkach normalnych, potrzeba do utlenienia 100 g tlenku azotu (NO) do ditlenku azotu (NO₂)?

Analiza problemu

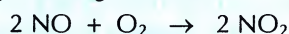
Utlenienie NO do NO₂ wymaga udziału tlenu, czyli tylko jednego ze składników powietrza. Należałoby zatem obliczyć, ile potrzeba tlenu, a następnie obliczyć, jaka objętość powietrza zawiera pożądaną ilość tlenu. Można jednak obie te operacje wykonać równocześnie, korzystając z molowego stosunku składników powietrza, który jest określony prostymi liczbami całkowitymi:

$$\frac{\text{tlen}}{\text{azot}} = \frac{1 \text{ mol}}{4 \text{ mole}}, \text{ czyli } \text{O}_2 : \text{N}_2 = 1 : 4$$

Pozwala to na wprowadzenie do równań chemicznych umownego „wzoru chemicznego powietrza”: O₂ + 4 N₂.

Rozwiązanie

Utlenienie NO do NO₂ przebiega według równania:



Dodając do obu stron równania po 4 mole azotu niebiorącego udziału w reakcji, otrzymamy:

wielkości dane i szukane: 100 g x(dm³)

równanie chemiczne: 2 NO + O₂ + 4 N₂ → 2 NO₂ + 4 N₂

stosunek stechiometryczny: 60 g 5 · 22,4 dm³

Obliczenia

Sposób I (z równania)

$$\frac{60 \text{ g}}{5 \cdot 22,4 \text{ dm}^3} = \frac{100 \text{ g}}{x}$$

$$x = 187 \text{ dm}^3$$

Sposób II (z proporcji)

Jeżeli na 60 g NO potrzeba 5 · 22,4 dm³ powietrza,
to na 100 g NO potrzeba x

$$x = \frac{100 \text{ g} \cdot 5 \cdot 22,4 \text{ dm}^3}{60 \text{ g}} = 187 \text{ dm}^3$$

Odpowiedź: Potrzeba 187 dm³ powietrza.

Przykład 5.11

Jaka objętość 2-molowego roztworu H₂SO₄ jest potrzebna do zobojętnienia roztworu zawierającego 20 g Ca(OH)₂ i 10 g KOH?

Analiza problemu

Mamy obliczyć objętość roztworu kwasu niezbędną do zobojętnienia mieszaniny dwóch wodorotlenków. Kwas siarkowy wprowadzony do takiej mieszaniny będzie reagował z każdym ze składników oddzielnie. Należy zatem obliczyć ilość kwasu potrzebną do zobojętnienia Ca(OH)₂ oraz ilość kwasu potrzebną do zobojętnienia KOH, a uzyskane wartości dodać. Obliczenia te można wykonać różnymi metodami. W zadaniu wymagającym kilku lub kilkunastu kolejnych obliczeń należy rozpocząć od ułożenia planu kolejnych czynności, a potem wykonywać obliczenia rachunkowe.

Rozwiązanie

Metoda I

1. Korzystając z równania: Ca(OH)₂ + H₂SO₄ → CaSO₄ + 2 H₂O, obliczamy, ile gramów H₂SO₄ potrzeba do zobojętnienia 20 g Ca(OH)₂.

Otrzymujemy wynik: 26,5 g H₂SO₄.

cd.

2. Korzystając z równania: $2 \text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$, obliczamy, ile gramów H_2SO_4 potrzeba do zobojętnienia 10 g KOH.
Otrzymamy wynik: 8,8 g H_2SO_4 .
3. Obliczamy łączną ilość kwasu potrzebną do zobojętnienia mieszaniny:
 $26,5 \text{ g} + 8,8 \text{ g} = 35,3 \text{ g}$
4. Obliczamy, jaką liczbę moli stanowi 35,3 g H_2SO_4 . Otrzymamy wynik 0,36 mola.
5. Obliczamy, jaka objętość 2-molowego roztworu H_2SO_4 zawiera 0,36 mola H_2SO_4 (patrz p. 8.1). Otrzymamy wynik 0,18 dm^3 .

Odpowiedź: Potrzeba 0,18 dm^3 roztworu kwasu siarkowego.

Metoda II

1. Obliczamy, jaką liczbę moli stanowi 20 g $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Otrzymamy wynik 0,27 mola.
2. Obliczamy, jaką liczbę moli stanowi 10 g KOH. Otrzymamy wynik 0,179 mola.
3. Korzystając z molowego stosunku stechiometrycznego, określonego równaniem:
 $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$, obliczamy, ile moli H_2SO_4 potrzeba do zobojętnienia 0,27 mola $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Otrzymamy wynik 0,27 mola H_2SO_4 .
4. Korzystając z molowego stosunku stechiometrycznego, określonego równaniem:
 $2 \text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$, obliczamy, ile moli H_2SO_4 potrzeba do zobojętnienia 0,179 mola KOH. Otrzymamy wynik 0,09 mola H_2SO_4 .
5. Obliczamy łączną liczbę moli H_2SO_4 potrzebną do zobojętnienia mieszaniny:
 $0,27 \text{ mola} + 0,09 \text{ mola} = 0,36 \text{ mola}$.
6. Obliczamy, jaka objętość 2-molowego roztworu H_2SO_4 zawiera 0,36 mola H_2SO_4 .
Otrzymamy wynik 0,18 dm^3 .

Odpowiedź: Potrzeba 0,18 dm^3 roztworu kwasu siarkowego.

5.78. Ile gramów kwasu H_2SO_4 potrzeba do zobojętnienia 10 g sody żrącej, zawierającej 96% wodorotlenku sodu?

Wskazówka: Najpierw należy ustalić, ile NaOH zawiera soda żrąca.

5.79. Ile kilogramów wapniaku, zawierającego 90% CaCO_3 , należy poddać prażeniu, aby otrzymać 7 kg tlenku wapnia?

5.80. Ile kilogramów wapniaku, zawierającego 90% CaCO_3 , należy dodać do kwasu HNO_3 w celu otrzymania 10^3 kg saletry wapniowej $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$?

5.81. Obliczyć minimalną objętość powietrza odmierzonego:

- a) w warunkach normalnych,
 - b) w temperaturze 290 K pod ciśnieniem 960 hPa,
- jaką należy przepuścić nad 5 g rozżarzonej miedzi, aby przeprowadzić ją w tlenek CuO .

5.82. Jaka objętość powietrza odmierzonego:

- a) w warunkach normalnych,
 - b) w temperaturze 303 K pod ciśnieniem 933 hPa,
- jest potrzebna do całkowitego spalania 100 kg węgla?

***5.83.** Z jakiej objętości powietrza odmierzonego:

- a) w warunkach normalnych,

b) w temperaturze 285 K pod ciśnieniem 1029 hPa,

można usunąć tlen i azot, dysponując 14 g magnezu?

Wskazówka: Magnez przechodzi w tych warunkach w tlenek MgO i azotek Mg_3N_2 .

5.84. Obliczyć objętość wodoru (warunki normalne), jaka wydzieli się po rozтворzeniu w kwasie solnym 12 g stopu, zawierającego 30% magnezu i 70% glinu.

5.85. W wyniku redukcji mieszaniny, zawierającej 40,0% tlenku CuO i 60,0% tlenku Ag_2O , otrzymano stop metali. Podać skład stopu w procentach masowych.

* **5.86.** Jaka objętość 0,1-molowego kwasu solnego jest potrzebna do zobojętnienia roztworu zawierającego 4 g wodorotlenku sodu i 5,8 g wodorotlenku magnezu?

* **5.87.** Jaka objętość chloru (warunki normalne) jest potrzebna do wyparcia chlorowców z roztworu zawierającego 20,6 g bromku sodu i 16,6 g jodku potasu?

* **5.88.** Obliczyć objętość amoniaku (warunki normalne), jaką można otrzymać w reakcji 53 g równomolowej mieszaniny siarczanu $(NH_4)_2SO_4$ i azotanu NH_4NO_3 z nadmiarem roztworu wodorotlenku sodu.

* **5.89.** Dolomit zawiera równomolowe ilości węglanu wapnia i węglanu magnezu. Ile gramów dolomitu należałoby rozłożyć, aby otrzymać $33,6 \text{ dm}^3$ ditlenku węgla?

* **5.90.** Jaka objętość tlenu (warunki normalne) jest potrzebna do spalenia 4 m^3 mieszaniny gazów o następującym składzie objętościowym: 50% wodoru, 30% tlenku węgla i 20% ditlenku węgla?

** **5.91.** W jakim stosunku objętościowym para fosforu reaguje z wodorem, jeżeli zawiera 20% cząsteczek P_2 i 80% cząsteczek P_4 ?

** **5.92.** Obliczyć masę próbki, zawierającej 40% NaOH oraz 60% CaO, jeżeli do jej zobojętnienia zużyto 20 cm^3 0,1-molowego kwasu solnego.

** **5.93.** Antymonowodór można otrzymać, działając rozcieńczonym kwasem solnym na stop antymonu (33% mas.) z magnezem. Antymon nie reaguje z kwasem solnym, lecz z wodorem powstającym w reakcji magnezu i kwasu. Obliczyć:

a) ile gramów stopu należy użyć do otrzymania 100 g antymonowodoru;

b) stosunek objętościowy gazów w mieszaninie poreakcyjnej (antymonowodór jest gazem).

5.6. Skład mieszaniny poreakcyjnej

Przykład 5.12

10 g tlenku rtęci (HgO) umieszczono w otwartej probówce i ogrzewano palnikiem. Ogrzewanie przerwano przed zakończeniem reakcji i stwierdzono, że masa substancji w probówce wynosi 9,5 g. Obliczyć, ile gramów tlenku rtęci (HgO) uległo rozkładowi.

ed.

Analiza problemu

Reakcja rozkładu tlenku HgO przebiega według równania:



Ponieważ ogrzewanie przerwano przed zakończeniem reakcji, czyli przed całkowitym rozkładem 10 g HgO na rtęć i tlen, więc masa substancji w próbówce (9,5 g) jest sumą masy nie rozłożonego jeszcze HgO i Hg wytworzonej z tej ilości HgO, która uległa rozkładowi. Ubytek masy jest spowodowany ulatnianiem się tlenu z próbówki. Masa wytworzonego tlenu określa stechiometrycznie ilość rozłożonego HgO.

Rozwiązanie

Masa wytworzonego tlenu = 10 g – 9,5 g = 0,5 g

wielkości dane i szukane: x (g) 0,5 g

równanie chemiczne: 2 HgO \rightarrow 2 Hg + O₂

stosunek stechiometryczny: 434 g 32 g

stąd x = 6,78 g

Odpowiedź: Rozkładowi uległo 6,78 g HgO.

5.94. Do syntezy amoniaku użyto mieszaniny złożonej z 75 dm³ wodoru i 25 dm³ azotu. Otrzymano 24 dm³ amoniaku. Ile dm³ azotu zawierała mieszanina poreakcyjna?

5.95. 20 g soli Bertholleta ogrzewano w otwartym naczyniu. Po przerwaniu ogrzewania stwierdzono, że masa substancji w próbówce wynosi 12,2 g. Czy cała użyta w doświadczeniu ilość soli Bertholleta uległa rozkładowi?

Wskazówka: Reakcja przebiega według równania:



5.96. 12 g wapienia prażono w otwartym naczyniu. Po pewnym czasie stwierdzono, że masa substancji w naczyniu wynosi 9 g. Ile gramów wapienia uległo rozkładowi?

5.97. 5 g tlenku PbO ogrzewano w strumieniu wodoru. Po przerwaniu ogrzewania pozostały tlenek i wytworzony ołów ważyły 4,7 g. Ile wody powstało w tym doświadczeniu?

5.98. 10 g manganianu KMnO₄ ogrzewano przez pewien czas w otwartej próbówce. Masa substancji w próbówce po doświadczeniu wynosiła 9,3 g. Obliczyć, ile manganianu KMnO₄ uległo rozkładowi.

Wskazówka: Reakcja przebiega według równania:



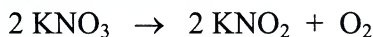
* **5.99.** 4 g tlenku HgO poddano rozkładowi, ogrzewając go w otwartym naczyniu. Masa substancji w naczyniu po przerwaniu ogrzewania wynosiła 3,78 g. Ile procent tlenku HgO zawierała mieszanina poreakcyjna?

5.100. 8 g węglanu CaCO₃ ogrzewano w próbówce, a wydzielający się gaz zbierano w eudiometrze. Doświadczenie przerwano, gdy gaz zajmował objętość 1,12 dm³ w przeliczeniu na warunki normalne. Ile gramów węglanu wapnia pozostało w próbówce?

* **5.101.** 30 g azotanu KNO_3 ogrzewano w otwartym naczyniu. Po pewnym czasie masa substancji w naczyniu wynosiła 26,8 g. Obliczyć:

- ile gramów tej soli uległo rozkładowi,
- jaką objętość zająłby powstający gaz w warunkach normalnych,
- jaką objętość zająłby powstający gaz w temperaturze 291 K pod ciśnieniem 997 hPa.

Wskazówka: Reakcja przebiega według równania



* **5.102.** Podczas prażenia węglanu sodu z ditlenkiem krzemu (SiO_2) wydziela się ditlenek węgla i tworzy się krzemian Na_2SiO_3 . W otwartym naczyniu ogrzewano mieszaninę zawierającą mol węglanu sodu i mol ditlenku krzemu. Po pewnym czasie przerwano ogrzewanie i stwierdzono, że masa substancji w naczyniu wynosi 144 g. Ile gramów krzemianu Na_2SiO_3 znajdowało się w naczyniu?

* **5.103.** Ile moli wody przypada na każdy mol wodorotlenku sodu w roztworze otrzymanym przez działanie 2,3 g sodu na 5,4 g wody?

* **5.104.** Ile cząsteczek wody przypada na każdą cząsteczkę wodorotlenku wapnia w mleku wapiennym otrzymanym po rozтворzeniu 4 g wapnia w 19,8 wody?

** **5.105.** Ile cząsteczek wody przypada na każdą cząsteczkę kwasu H_2SO_3 w roztworze otrzymanym po rozpuszczeniu 5 dm^3 ditlenku siarki (warunki normalne) w 84 cm^3 wody?

** **5.106.** Azotan $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ podczas ogrzewania ulega rozkładowi na tlenek wapnia, ditlenek azotu i tlen. W otwartej probówce ogrzewano 10 g $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ i po pewnym czasie stwierdzono, że masa substancji w probówce wynosi 6,71 g. Obliczyć:

- ile gramów CaO zawierała mieszanina w probówce po doświadczeniu,
- ile gramów tlenu wydzieliło się w doświadczeniu.

5.7. Ustalanie składu mieszanin

Przykład 5.13

5 g stopu glinu z magnezem rozтворzono w kwasie solnym i otrzymano $5,29 \text{ dm}^3$ wodoru, odmierzonego w warunkach normalnych. Obliczyć skład procentowy stopu.

Rozwiązanie

Liczbę gramów glinu zawartego w stopie oznaczamy przez x , a liczbę gramów magnezu – przez $5 - x$. Objętość wodoru wydzielonego w reakcji glinu z kwasem oznaczamy przez y , a objętość wodoru wydzielonego w reakcji magnezu z kwasem przez $5,29 - y$. Korzystając ze stosunków stechiometrycznych, określonych równaniami reakcji, układamy odpowiednie zależności (równania lub proporcje), które po skróceniu jednostek dadzą podane niżej dwa równania (I i II):

wielkości dane i szukane:	x (g)	y (dm^3)
równanie chemiczne:	$2 \text{Al} + 6 \text{HCl} \rightarrow 2 \text{AlCl}_3 + 3 \text{H}_2$	
stosunek stechiometryczny:	54 g	$3 \cdot 22,4 \text{ dm}^3$

ed.

$$\text{równanie I: } \frac{54}{3 \cdot 22,4} = \frac{x}{y}$$

wielkości dane i szukane: $(5 - x)$ g $(5,29 - y)$ dm³

równanie chemiczne: $\text{Mg} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$

stosunek stechiometryczny: 24 g 22,4 dm³

$$\text{równanie II: } \frac{24}{22,4} = \frac{5-x}{5,29-y}$$

Po rozwiązaniu układu równań I i II otrzymamy: $x = 2$, $y = 3$.

Zawartość procentowa glinu w stopie wynosi:

$$p_{\text{Al}} = \frac{2 \text{ g}}{5 \text{ g}} \cdot 100\% = 40\%$$

a magnezu:

$$p_{\text{Mg}} = 100\% - 40\% = 60\%$$

Odpowiedź: Stop zawierał 40% glinu i 60% magnezu.

5.107. Prażono 100 g wapienia i otrzymano 40 g ditlenku węgla. Ile procent węglanu wapnia zawierał wapień?

5.108. Ile procent objętościowych tlenu zawierała mieszanka tlenu i azotu, jeśli po przepuszczeniu 40 dm³ tej mieszanki nad rozżarzoną miedzią przyrost masy w naczyniu z miedzią wyniósł 14,3 g?

5.109. W reakcji 16 g amalgamatu sodu z wodą otrzymano 1,12 dm³ wodoru, w przeliczeniu na warunki normalne. Ile procent masowych sodu zawierał amalgamat?

5.110. 1,69 g technicznego siarczanu Na₂SO₄ rozpuszczono w wodzie i dodano nadmiar roztworu chlorku baru. Masa wytrąconego osadu po odsączeniu, przemyciu i wysuszeniu wynosiła 1,88 g. Obliczyć, ile procent Na₂SO₄ zawierała techniczna sól przy założeniu, że nie była zanieczyszczona innymi siarczanami.

5.111. 5 m³ mieszaniny azotu i tlenku SO₂ przepuszczono przez płuczkę z ługiem sodowym. Masa płuczki wzrosła o 3,2 kg. Ile procent (objętościowo) ditlenku siarki zawierała mieszanina gazów?

5.112. 10 g mieszaniny chlorku potasu i azotanu NH₄NO₂ prażono aż do momentu, gdy przestały wydzielać się gazy. Masa pozostałości wynosiła 8 g. Ile procent tego azotanu zawierała mieszanina?

5.113. Działając kwasem H₂SO₄ na chlorek sodu otrzymano 10 dm³ chlorowodoru, odmierzonego w warunkach normalnych. W naczyniu reakcyjnym pozostało jeszcze 23,9 g chlorku sodu. Ile procent chlorku sodu przereagowało?

5.114. 5 g siluminu (stop glinu i krzemu) poddano działaniu kwasu solnego. Otrzymano 5,6 dm³ wodoru (warunki normalne). Obliczyć skład procentowy siluminu.

5.115. 3 g stopu glinu z cynkiem rozтворzono w kwasie solnym i otrzymano 2,38 dm³ wodoru (warunki normalne). Obliczyć skład procentowy stopu.

- * **5.116.** 7 g stopu żelaza, cynku i miedzi roztworzono w kwasie solnym i otrzymano 1,917 dm³ wodoru (warunki normalne). Masa pozostałości nieroztwarzalnej w kwasie solnym wynosiła 2 g. Obliczyć skład procentowy stopu.
- * **5.117.** Na roztworzenie 4 g stopu glinu z żelazem zużyto 22,1 g stężonego kwasu solnego (36%). Obliczyć skład procentowy stopu.
- * **5.118.** Obliczyć, w jakim stosunku molowym zmieszano tlenek N₂O z tlenkiem N₂O₃, jeżeli 11 dm³ mieszaniny tych gazów reaguje, w tych samych warunkach ciśnienia i temperatury, z 27 dm³ wodoru, dając azot i parę wodną.
- ** **5.119.** Obliczyć procentowy skład masowy mieszaniny tlenku NO i tlenku N₂O₅, jeżeli 7,5 objętości mieszaniny tych gazów reaguje, w tych samych warunkach ciśnienia i temperatury, z 21,5 objętościami wodoru, dając azot i parę wodną.
- 5.120.** 2,74 g mieszaniny węglanu sodu i wodorowęglanu sodu poddano prażeniu. Otrzymano 1,24 g tlenku sodu. Ile procent węglanu sodu zawierała mieszanina?
- 5.121.** Poddano prażeniu próbkę mieszaniny węglanów: wapnia i magnezu. Otrzymana mieszanina tlenków miała masę o połowę mniejszą niż masa wyjściowej próbki węglanów. Obliczyć skład procentowy mieszaniny węglanów.
- 5.122.** 15 g mieszaniny bezwodnych soli miedzi(II): CuCl₂ i CuSO₄ rozpuszczono w wodzie i dodawano rozcieńczonego roztworu wodorotlenku potasu, aż do całkowitego wytrącenia osadu. Masa osadu po odsączeniu, przemyciu i wysuszeniu wynosiła 9,86 g. Obliczyć skład procentowy mieszaniny soli miedzi(II).
- 5.123.** 3,5 g mieszaniny tlenku CuO i tlenku Cu₂O zredukowano wodorem. Masa wytworzonej pary wodnej wynosiła 0,588 g. Obliczyć skład procentowy mieszaniny tlenków.
- 5.124.** Na 8 g mieszaniny wodorotlenku wapnia i wodorotlenku baru podziałano nadmiarem węglanu sodu. Masa wytrąconego osadu po odsączeniu i wysuszeniu wynosiła 10,65 g. Obliczyć skład procentowy mieszaniny wodorotlenków.
- 5.125.** 3 g mieszaniny bezwodnych soli NaCl i NaNO₃ rozpuszczono w wodzie i dodawano roztwór azotanu AgNO₃, aż do ilościowego wytrącenia osadu. Masa osadu po odsączeniu, przemyciu i wysuszeniu wynosiła 1,47 g. Obliczyć skład procentowy mieszaniny soli.
- * **5.126.** Do naczynia wprowadzono 10 cm³ mieszaniny tlenu i azotu oraz 5 cm³ wodoru. Po spalaniu mieszaniny i skropleniu pary wodnej objętość gazów wynosiła 9 cm³, w przeliczeniu na warunki normalne. Ile cm³ tlenu zawierała wyjściowa mieszanina?
- * **5.127.** Na mieszaninę wodoru CaH₂, węgliku Al₄C₃ i węgliku CaC₂ podziałano wodą, otrzymując mieszaninę trzech gazów w stosunku objętościowym 1 : 1 : 1. Obliczyć procentowy skład masowy wyjściowej mieszaniny.

- ** 5.128.** Mieszaninę chlorku i jodku srebra przemywano na sączku wodą chlorową. Wskutek ilościowego przebiegu reakcji masa osadu zmalała o 6%. Obliczyć skład procentowy mieszaniny.
- ** 5.129.** Na rozтворzenie 3,51 g stopu glinu z magnezem zużyto 50 cm³ mieszaniny kwasów, sporządzonej z 2 objętości 6-molowego HCl i 3 objętości 4-molowego H₂SO₄. Obliczyć skład procentowy stopu.
- ** 5.130.** Próbkę trójskładnikowego stopu metali o masie m rozтворzono w kwasie. Wydzielony wodór zajmował w warunkach normalnych objętość V . Czy można z tych danych obliczyć skład procentowy stopu, zakładając, że znamy skład jakościowy?
- ** 5.131.** Na 10 g stopu magnezu z metalem M działano kwasem solnym i otrzymano 11,5 dm³ wodoru (w przeliczeniu na warunki normalne). Jaki metal mógł być drugim składnikiem stopu, jeżeli stop zawierał 30% masowych magnezu, a drugi składnik również reagował z kwasem wydzielając wodór?
- ** 5.132.** Na który z metali należy działać kwasem, aby uzyskać jak najwięcej wodoru z jednostki masy metalu?
- ** 5.133.** Pod działaniem kwasu na 1 g stopu metali wydzielilo się 2,24 dm³ wodoru, w przeliczeniu na warunki normalne. Jaki metal jest głównym składnikiem stopu? Jaka jest jego minimalna i maksymalna zawartość?

Wskazówka: Zawartość głównego składnika jest największa, gdy inne nie reagują z kwasem, a najmniejsza, gdy drugi składnik stanowi metal o możliwie najniższej wartości stosunku masy atomowej do wartościowości.

Rozdział 6.

Budowa atomów

6.1. Składniki atomów. Izotopy

Przykład 6.1

Obliczyć zawartość procentową dwóch izotopów chloru, wiedząc, że liczby masowe tych izotopów wynoszą 35 i 37, a doświadczalnie oznaczona masa atomowa chloru wynosi 35,5 u.

Rozwiązanie

Doświadczalnie oznaczona masa atomowa pierwiastka jest średnią ważoną mas atomowych jego izotopów (patrz przykład 5.8).

Masa atomowa izotopu jest w przybliżeniu równa, pod względem wartości, jego liczbie masowej. Jeżeli liczba masowa jednego z izotopów chloru (^{35}Cl) wynosi 35, to masa atomowa tego izotopu (zwana też masą izotopową lub nuklidową) wynosi około 35 u. Oznaczając przez x zawartość procentową izotopu ^{35}Cl , a przez $(100 - x)$ zawartość procentową izotopu ^{37}Cl , otrzymamy równanie:

$$35,5 = \frac{35x + 37(100 - x)}{100}, \quad \text{stąd } x = 75$$
$$100 - x = 25$$

Odpowiedź: Zawartość procentowa izotopu ^{35}Cl wynosi 75%, a zawartość procentowa izotopu ^{37}Cl wynosi 25%.

6.1. Podać liczbę elektronów, nukleonów, protonów i neutronów w następujących nuklidach: ^6_3Li , $^{32}_{16}\text{S}$, $^{127}_{53}\text{I}$, ^2_1H .

6.2. Posługując się zapisem ^A_ZE (gdzie E – symbol pierwiastka, A – liczba masowa, Z – liczba atomowa) podać symbole izotopów: miedź-65, węgiel-12, wodór-2, chlor-35.

6.3. Obliczyć, jaki procent atomu sodu-23 stanowi: 1) łączna masa zawartych w nim elektronów, 2) masa jądra.

6.4. Podać następujące dane: 1) liczbę atomową, 2) liczbę masową, 3) liczbę neutronów, 4) liczbę protonów, 5) liczbę elektronów dla:

- rubidu-85,
- azotu-15.

6.5. Podać następujące dane: 1) symbol chemiczny, 2) nazwę, 3) liczbę neutronów, 4) liczbę protonów, 5) liczbę elektronów dla:

- nuklidu o liczbie atomowej 14 i liczbie masowej 30,
- nuklidu o liczbie atomowej 37 i liczbie masowej 87.

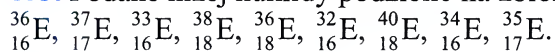
6.6. Podać następujące dane: 1) symbol chemiczny, 2) nazwę, 3) liczbę atomową, 4) liczbę nukleonów, 5) liczbę elektronów dla:

- nuklidu zawierającego 24 neutrony i 21 dodatnich ładunków w jądrze,
- nuklidu zawierającego 122 neutrony i 80 dodatnich ładunków w jądrze.

6.7. Podać następujące dane: 1) nazwę nuklidu, 2) symbol chemiczny, 3) liczbę masową, 4) liczbę neutronów, 5) liczbę protonów dla:

- nuklidu zawierającego 3 nukleony i 2 elektrony,
- nuklidu zawierającego 40 nukleonów i 18 elektronów.

6.8. Podane niżej nuklidy podzielić na zbiory izotopów i podać nazwę zbioru:



6.9. Którymi z podanych niżej cech i właściwości różnią się izotopy: wartościowość, gęstość, ciepło właściwe, liczba atomów w cząsteczce w stanie pary, temperatura wrzenia, położenie w układzie okresowym?

6.10. Jakimi właściwościami różnią się nuklidy ${}_{7}^{15}\text{E}$ i ${}_{8}^{18}\text{E}$?

6.11. Czy mogą istnieć:

- różne pierwiastki o tej samej liczbie atomowej,
- różne nuklidy o tej samej liczbie atomowej,
- różne nuklidy o tej samej liczbie masowej?

6.12. Czy następujące ilości substancji zawierają równe liczby atomów:

- 1) mol węgla-12 i mol węgla-13,
- 2) gram węgla-12 i gram węgla-13,
- 3) dm^3 węgla-12 i dm^3 węgla-13 (w warunkach normalnych)?

6.13. Które z podanych niżej sformułowań jest poprawne:

- 1) liczba masowa węgla wynosi 12,
- 2) liczba masowa jednego z izotopów węgla wynosi 12,
- 3) liczba masowa każdego izotopu węgla wynosi 12?

6.14. Które z podanych twierdzeń jest poprawne:

- 1) liczba masowa jest to masa atomowa danego nuklidu,
- 2) liczba masowa jest równa liczbowo masie atomowej danego nuklidu,
- 3) liczba masowa jest niemal równa masie atomowej danego nuklidu?

* **6.15.** Wyjaśnić, dlaczego niemożliwe jest odkrycie nowych pierwiastków o liczbach atomowych mniejszych od 92.

6.16. Masa atomowa irydu wynosi 192,22 u, a liczba atomowa 77. Który z podanych niżej wniosków wynika z tych informacji?

- 1) Atom irydu zawiera 115 neutronów.
 - 2) Nuklid irydu ^{192}Ir zawiera 115 neutronów.
 - 3) Jeżeli istnieje nuklid ^{192}Ir , to jego atom zawiera 115 neutronów.
- ***6.17.** Masa atomowa samaru wynosi 150,4 u. Jakie wnioski o liczbie izotopów i ich liczbach masowych można wyciągnąć wyłącznie na podstawie wartości masy atomowej samaru?
- ***6.18.** Dopisać czwarty człon w szeregu i określić prawidłowość według której został ułożony:
- a) lit-6, tlen-16, glin-26, ?
 - b) ^{113}Cd , ^{113}In , ^{113}Sn , ?
 - c) ^{72}Ge , ^{74}Se , ^{76}Kr , ?
- 6.19.** Korzystając z danych tablicowych określić wszystkie możliwe warianty składu izotopowego: a) CO_2 , b) H_2O , c) NH_3 .
- 6.20.** Podać wzory cząsteczek kwasu H_2SO_4 zbudowanych z takich nuklidów, aby masa cząsteczkowa miała wartość: 1) możliwie najmniejszą, 2) możliwie największą (patrz tablica z liczbami masowymi izotopów).
- ***6.21.** Podać dwa przykłady związku typu AB_2 , w którym pierwiastek A ma 2 izotopy i pierwiastek B ma 2 izotopy (patrz tablica z liczbami masowymi izotopów).
- ***6.22.** W jaki sposób, dysponując tlenkiem dideuteru D_2O (tzw. ciężką wodą), można najprościej otrzymać:
- a) kwas deuterosiarkowy D_2SO_4
 - b) deuterotlenek potasu KOD
 - c) deuterek azotu ND_3
 - d) deuterosiarczan sodu NaDSO_4 ?
- 6.23.** Obliczyć zawartość procentową dwóch izotopów boru, jeżeli masa atomowa boru wynosi 10,81 u, jeden z izotopów ma w jądrze 5 neutronów, a drugi – 6.
- 6.24.** Obliczyć masę atomową pierwiastka stanowiącego mieszaninę dwóch izotopów o liczbach masowych: 69 (60,2%) i 71 (39,8%). Odszukać ten pierwiastek w układzie okresowym.
- ***6.25.** Miedź jest mieszaniną dwóch izotopów, z których jeden zawiera 34 neutrony i stanowi 69,1% mieszaniny. Obliczyć liczby masowe obu izotopów, jeżeli masa atomowa miedzi wynosi 63,55 u.
- 6.26.** Bor naturalny (występujący w przyrodzie) zawiera około 18,8% boru-10 i około 81,2% boru-11. Ile neutronów znajduje się w 500 atomach naturalnego boru?
- ***6.27.** Obliczyć masę atomową pierwiastka stanowiącego mieszaninę trzech izotopów o liczbach masowych 28 (92,2%), 29 (4,7%), 30 (3,1%). Odszukać ten pierwiastek w układzie okresowym.

- * **6.28.** Ile wynosiłaby masa atomowa wodoru, gdyby co dziesiąta cząsteczka była cząsteczką deuteru D_2 ?
- * **6.29.** Masa elektronów stanowi niewielki procent masy atomu. Czy w miarę wzrostu liczby atomowej procent ten rośnie, czy maleje?
- * **6.30.** W fizyce atomowej przyjmuje się często, że jednostką masy jest masa jednego elektronu. Ile wynosiłaby w tej skali masa atomu wodoru?
- * **6.31.** Z ilu atomów składa się cząsteczka deuteru, jeżeli $0,5 \text{ dm}^3$ deuteru reaguje, w tych samych warunkach ciśnienia i temperatury, z $0,25 \text{ dm}^3$ tlenu, dając $0,5 \text{ dm}^3$ pary ciężkiej wody?
- * **6.32.** Obliczyć masę powietrza niezbędnego do spalenia 10 g deuteru.
- ** **6.33.** Ile rodzajów cząsteczek powstanie w reakcji jednowartościowego pierwiastka A stanowiącego mieszaninę dwóch izotopów ($^1A - 10\%$, $^2A - 90\%$) z jednowartościowym pierwiastkiem B stanowiącym również mieszaninę dwóch izotopów ($^1B - 30\%$, $^2B - 70\%$)? Obliczyć, jaki procent stanowi każdy rodzaj cząsteczek w produkcie reakcji.

6.2. Przemiany jądrowe

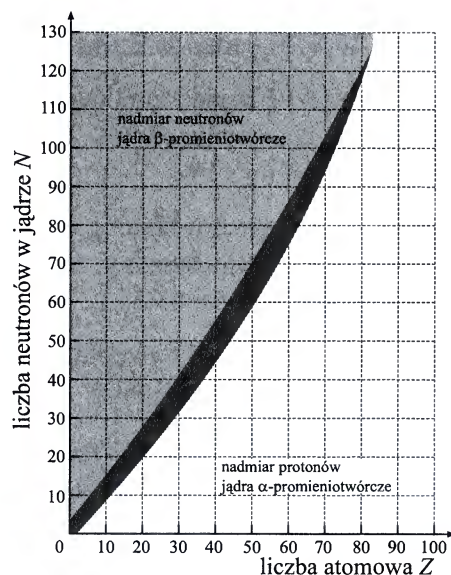
6.34. Które z poniższych nuklidów są na pewno nietrwałe:

- a) ^{124}Xe , ^{209}Po , ^{235}U , ^{153}Eu ,
- b) ^{223}Fr , ^{238}U , ^{81}Br , ^{185}Re ?

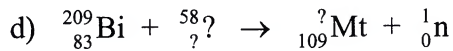
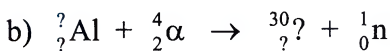
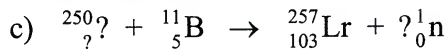
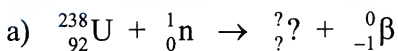
6.35. Ułożyć równania:

- a) rozpadu α toru-227,
- b) rozpadu β francu-223,
- c) rozpadu α uranu-238,
- d) rozpadu β potasu-40.

6.36. Posługując się wykresem zwanym „ścieżką stabilności” ustalić, jądra których pierwiastków są α -promieniotwórcze, a których są β -promieniotwórcze: a) stront-96, b) neptun-237, c) ksenon-143, d) astat-196.



6.37. W miejsca znaków zapytania wpisać brakujące symbole lub liczby:



6.38. Korzystając z wykresu $A(Z)$ przedstawiającego naturalne szeregi promieniotwórcze (patrz trzecia strona okładki), odpowiedzieć na następujące pytania:

- Jaki radionuklid rozpoczyna szereg torowy?
- Jaki izotop kończy ten szereg?
- Jakiemu rozpadowi (α czy β) ulega radon-222? Zapisać równanie rozpadu.
- Jakiemu rozpadowi (α czy β) ulega frans-223? Zapisać równanie rozpadu.
- Jak powstaje bizmut-214? Zapisać równania obu możliwych przemian.
- * Ile radionuklidów należy do szeregu torowego?
- Ile rozpadów α i ile rozpadów β następuje w szeregu uranowo–radowym? Czy liczby te zależą od kolejności rozpadów w punktach rozgałęzień?

6.39. Torowy szereg promieniotwórczy rozpoczyna się od toru-232, a kończy na ołowiu-208. Obliczyć, ile rozpadów α i ile rozpadów β następuje w tym szeregu.

6.40. Radowy szereg promieniotwórczy rozpoczyna się od uranu-238, a kończy na ołowiu-206. Obliczyć, ile rozpadów α i ile rozpadów β następuje w tym szeregu.

6.41. Jądro toru-227 uległo kolejno sześciu rozpadom promieniotwórczym, w tym czterem rozpadom α i dwóm rozpadom β . Ustalić, jakie jądro było produktem serii tych rozpadów.

6.42. Jądro promieniotwórcze uległo kolejno ośmiu rozpadom promieniotwórczym, w tym czterem rozpadom β i czterem rozpadom α . W ten sposób powstało jądro polonu-212. Ustalić, od jakiego jądra zaczął się ten szereg rozpadów.

6.43. Jądro einsteinu-247 ulega kolejno trzynastu rozpadom promieniotwórczym, w tym dziesięciu rozpadom α i trzem rozpadom β . Ustalić, jakie jądro jest produktem tej serii rozpadów.

6.44. Dopisać szósty człon w szeregu i określić prawidłowość według której został ułożony:

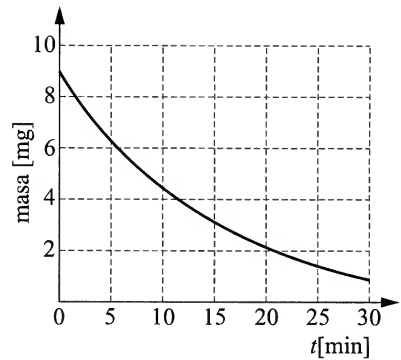


6.45. W pojemniku znajduje się 200 mg pierwiastka promieniotwórczego o okresie półtrwania 8 dni. Ile miligramów tego pierwiastka pozostanie po upływie 32 dni?

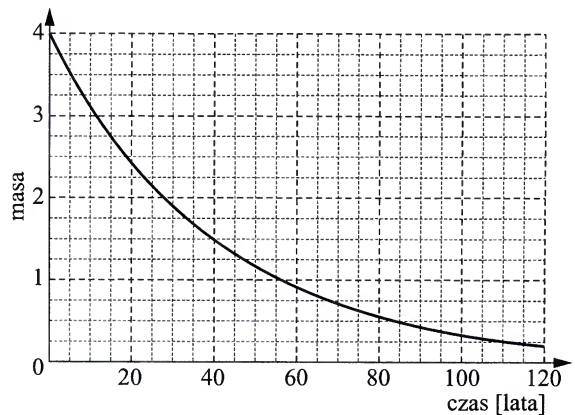
6.46. Załóżmy, że obserwujemy 4 atomy radionuklidu, którego okres półtrwania wynosi 6 godzin. Ile atomów tego nuklidu pozostanie po 6 godzinach?

6.47. Obliczyć okres półtrwania baru-141, wiedząc, że w pojemniku zawierającym początkowo 10 g radionuklidu po upływie 54 min pozostało go 1,25 g.

6.48. Odczytać z wykresu okres półtrwania:



6.49. Odczytać z wykresu okres półtrwania strontu-90:

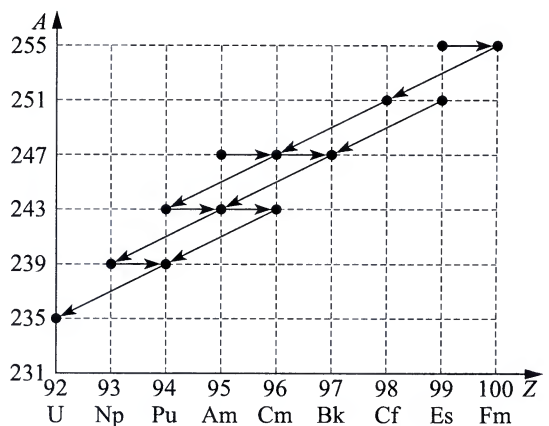


6.50. Korzystając z wykresu w poprzednim zadaniu ustalić, ile gramów strontu-90 pozostanie po upływie 14 lat, jeżeli jego początkowa próbka miała masę 4 g.

6.51. Okres półtrwania radonu-222 wynosi około 4 dni. Narysować wykres ilustrujący zmiany jego masy, jakie następują w ciągu 16 dni w próbce zawierającej początkowo 8 mg radonu.

6.52. Okres półtrwania jodu-131 wynosi 8 dni. Narysować wykres ilustrujący zmiany masy jodu jakie następują w ciągu 40 dni w próbce zawierającej początkowo 50 mg jodu-131. Odczytać z wykresu, ile miligramów tego radionuklidu pozostanie po 18 dniach.

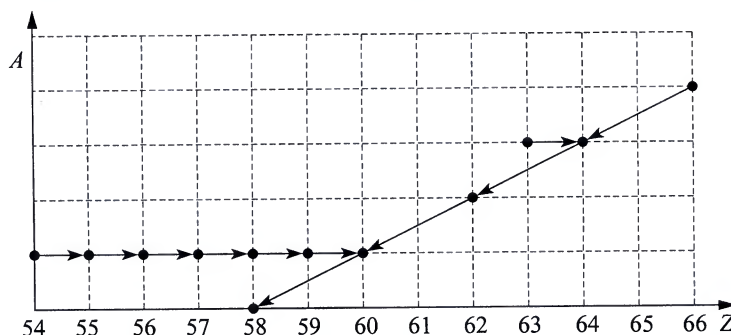
6.53. Na wykresie przedstawionym obok są informacje o „losach” niektórych transuranowców. Każde z tych sztucznie wytworzonych jąder ulega kolejnym rozpadom α lub β . Kończym produktem przemian pokazanych na wykresie jest stosunkowo trwały uran-235 ($T_{1/2} = 7 \cdot 10^8$ lat). Korzystając z wykresu, odpowiedzieć na pytania i wykonać kolejne polecenia:



a) Jakiemu rozpadowi (α czy β) ulega kaliforn-251? Ułożyć równanie rozpadu.

- b) Jakiemu rozpadowi (α czy β) ulega neptun-239? Ułożyć równanie rozpadu.
 c) W wyniku jakich przemian powstaje ameryk-243? Ułożyć odpowiednie równania.
 d) Ile rozpadów α i ile rozpadów β nastąpi, zanim jądro einsteinu-255 przekształci się w jądro uranu-235?

6.54. W reaktorach jądrowych powstaje kilkaset rodzajów radionuklidów. Tworzą one wiele grup powiązanych „genetycznie”. Jedną z tych grup zawiera radionuklidy wymienione tu w kolejności alfabetycznej: bar-144, cer-140, cer-144, cez-144, dysproz-156, europ-152, gadolin-152, ksenon-144, lantan-144, neodym-144, praeodym-144 i samar-148. Ustalić wzajemne powiązania „genetyczne” tych radionuklidów uzupełniając poniższy wykres, a następnie wykonać kolejne polecenia.



- a) Końcowym produktem przemian zarejestrowanych na powyższym wykresie jest izotop trwały. Jaki to izotop?
 b) Ile rozpadów α i ile rozpadów β następuje w tym zespole radionuklidów?
 c) Ułożyć równania ilustrujące powstawanie i rozpad neodymu-144.

6.55. Przemiany jądrowe można przedstawiać w uproszczonej postaci ${}^A X(b, w) {}^A Y$, gdzie: ${}^A X$ jest symbolem jądra bombardowanego, b – symbolem cząstki bombardującej, ${}^A Y$ – symbolem jądra stanowiącego produkt przemiany, w – symbolem cząstki wybitej z jądra. W zapisie uproszczonym rozpadów samorzutnych zamiast cząstki bombardującej umieszcza się kreskę. Cząstki b oraz w oznacza się najczęściej symbolami podanymi w tabeli 6.1. Dla wielu cząstek stosuje się kilka symboli i wówczas można wykorzystać jeden z nich w zapisie pełnym, a inny w zapisie uproszczonym.

Tabela 6.1.

Nazwa cząstki	Symbol	Liczba masowa	Ładunek elektryczny [e]
alfa, helion	α , He	4	2
beta, beta minus, elektron, negaton	β , β^- , e, e^-	0	-1
beta plus, pozyton	β^+	0	+1
deuteron	d, D	2	+1
różne produkty rozszczepienia (od ang. <i>fission</i> – rozszczepienie)	f*		

cd.

Nazwa cząstki	Symbol	Liczba masowa	Ładunek elektryczny [e]
gamma	γ	0	0
neutron	n	1	0
proton	p, p ⁺ , H	1	+1
tryton	t, T	3	+1

Przykłady:

Rodzaj przemiany	Zapis pełny	Zapis uproszczony
Reakcja jądrowa	${}^{14}_7\text{N} + {}^4_2\text{He} \rightarrow {}^{17}_8\text{O} + {}^1_1\text{H}$	${}^{14}\text{N}(\alpha, p){}^{17}\text{O}$
Rozpad α	${}^{227}_{90}\text{Th} \rightarrow {}^{223}_{88}\text{Ra} + {}^4_2\text{He}$	${}^{227}\text{Th}(-, \alpha){}^{223}\text{Ra}$
Rozpad β (β^-)	${}^{212}_{83}\text{Bi} \rightarrow {}^{212}_{84}\text{Po} + {}^0_{-1}\text{e}$	${}^{212}\text{Bi}(-, \beta^-){}^{212}\text{Po}$
Rozpad β^+	${}^{18}_9\text{F} \rightarrow {}^{18}_8\text{O} + \beta^+$	${}^{18}\text{F}(-, \beta^+){}^{18}\text{O}$
Wychwył K	${}^{18}_9\text{F} + {}^0_{-1}\text{e} \rightarrow {}^{18}_8\text{O}$	${}^{18}\text{F}(\beta^-, -){}^{18}\text{O}$
Fuzja jądrowa	${}^3_2\text{He} + {}^2_1\text{H} \rightarrow {}^4_2\text{He} + {}^1_1\text{H}$	${}^3\text{He}(d, p){}^4\text{He}$
Rozszczepienie jądrowe (wymuszone)	${}^{239}_{94}\text{Pu} + {}^1_0\text{n} \rightarrow {}^{95}_{41}\text{Nb} + {}^{142}_{53}\text{I} + 3 {}^1_0\text{n}$	${}^{239}\text{Pu}(n, 3n){}^{95}\text{Nb}, {}^{142}\text{I}$
Rozszczepienie samorzutne	${}^{240}_{94}\text{Pu} \rightarrow {}^{99}_{42}\text{Mo} + {}^{139}_{52}\text{Te} + 2 {}^1_0\text{n}$	${}^{240}\text{Pu}(-, 2n){}^{99}\text{Mo}, {}^{139}\text{Te}$

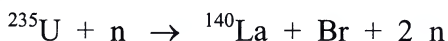
Uzupełnić poniższą tabelę:

Rodzaj przemiany	Zapis pełny	Zapis uproszczony
	${}^{218}_{84}\text{Po} \rightarrow ? + {}^4_2\text{He}$	
		${}^{70}\text{Zn}(p, n){}^{70}\text{Ga}$
	$? \rightarrow {}^{228}_{91}\text{Pa} + {}^0_{-1}\text{e}$	
		${}^{56}\text{Fe}(d, ?){}^{57}\text{Co}$

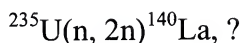
6.56. Korzystając z informacji podanych w poprzednim zadaniu uzupełnić poniższą tabelę:

Rodzaj przemiany	Zapis pełny	Zapis uproszczony
	${}^{16}_{10}\text{Ne} \rightarrow {}^{16}_{11}\text{Na} + ?$	
		${}^{55}\text{Fe}(\beta^-, -)?$
		$\text{T}(p, n){}^3\text{He}$

6.57. Uzupełnić poniższe równanie, przedstawić je w postaci zapisu uproszczonego i określić rodzaj przemiany:

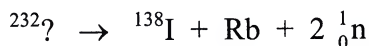


6.58. Ułożyć równanie przemiany:

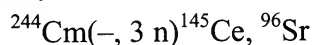


w postaci pełnego zapisu i określić jej rodzaj.

6.59. Uzupełnić równanie poniższej przemiany, przedstawić ją w postaci zapisu uproszczonego i określić jej rodzaj:



6.60. Ułożyć równanie przemiany:



w postaci pełnego zapisu i określić jej rodzaj.

6.61. Sformułować regułę przesunięć dla:

a) rozpadu β^+ , b) wychwytu K.

6.62. Do jakiej wartości wzrośnie aktualne tło promieniowania w Polsce (2,7 mSv na rok) po wybudowaniu 10 elektrowni jądrowych przy założeniu, że każda z nich podnosi tło promieniowania o 0,0005%?

6.3. Konfiguracje elektronowe

6.3.1. Konfiguracje powłokowe

6.63. Obliczyć ładunek elektryczny rdzenia atomowego galu.

6.64. Niżej podano promień kuli, odpowiadającej powierzchni granicznej orbitalu $1s$ atomu wodoru (czyli w stanie podstawowym), w zależności od założonego prawdopodobieństwa znalezienia elektronu wewnątrz tej kuli:

r	[pm]	29	51	71	96	140	166	222
P	[%]	10	30	50	70	90	95	99

Przedstawić te dane na wykresie $P = f(r)$ i odczytać z wykresu:

- promień kuli, wewnątrz której prawdopodobieństwo znalezienia elektronu wynosi 80%,
- prawdopodobieństwo znalezienia elektronu wewnątrz kuli o promieniu 53 pm (czyli o promieniu pierwszej orbity w historycznym modelu Bohra).

6.65. Ile powłok elektronowych oraz ile elektronów na ostatniej powłoce mają atomy następujących pierwiastków:

a) Mg, b) C, c) As, d) Ne?

6.66. Który z pierwiastków 15. grupy tablicy Mendelejewa ma 3, a który 6 powłok elektronowych?

6.67. Który z pierwiastków piątego okresu ma 4, a który 7 elektronów na ostatniej powłoce?

6.68. Który pierwiastek tworzy wodorek typu EH_3 , a jego atom ma na powłoce L pięć elektronów?

6.69. Które pierwiastki tworzą wodorki typu EH_3 , a ich atomy mają trzy powłoki?

6.70. Który pierwiastek spełnia równocześnie następujące warunki:

- 1) atom ma trzy powłoki elektronowe,
- 2) tworzy tlenek typu E_2O ?

6.71. Odnaleźć w układzie okresowym pierwiastek grupy głównej, którego atom ma 4 powłoki elektronowe, a tlenek (w którym pierwiastek ten wykazuje maksymalną wartościowość) ma wzór typu E_2O_5 .

6.72. Na podstawie podanej powłokowej konfiguracji elektronowej ustalić: 1) liczbę atomową pierwiastka, 2) liczbę elektronów walencyjnych:

- a) $K^2L^8M^5$,
- b) $K^2L^8M^{18}N^6$,
- c) $K^2L^8M^{18}N^8O^2$.

***6.73.** Które pierwiastki grup głównych spełniają równocześnie następujące warunki: 1) na powłoce N znajduje się co najmniej 18 elektronów, 2) mogą tworzyć tlenek typu EO_2 ?

6.74. Rozmieszczenie elektronów w poszczególnych powłokach pierwiastka E można przedstawić zapisem typu ${}_Z\text{E}: K^kL^lM^m \dots$, np. ${}_{37}\text{Rb}: K^2L^8M^{18}N^8O^1$. Stosując taki zapis, podać rozmieszczenie elektronów w powłokach: fosforu, strontu, kryptonu, ołowiu i radu.

Wskazówka: Dla pierwiastków grup głównych można ustalić rozmieszczenie elektronów, wpisując najpierw dla ostatniej powłoki liczbę elektronów zgodną z numerem grupy (np. ${}_{20}\text{Ca}: K L M N^2$). Następnie należy przyjąć maksymalne liczby elektronów, dozwolone wzorem $2n^2$ dla pozostałych powłok, z wyjątkiem przedostatniej (${}_{20}\text{Ca}: K^2L^8MN^2$). Liczbę elektronów w przedostatniej powłoce oblicza się, odejmując od liczby atomowej liczbę elektronów na pozostałych powłokach (${}_{20}\text{Ca}: K^2L^8M^8N^2$). Jeżeli obliczona w ten sposób liczba elektronów w przedostatniej powłoce jest ujemna (co występuje tylko w przypadku: Cs, Ba, Pr, Ra, np. ${}_{55}\text{Cs}: K^2L^8M^{18}N^{32}O^{-11}P^1$), to należy przyjąć dla niej osiem elektronów (${}_{55}\text{Cs}: K^2L^8M^{18}NO^8P^1$), a liczbę elektronów na powłoce trzeciej od zewnątrz obliczyć, odejmując od liczby atomowej liczbę elektronów na pozostałych powłokach (${}_{55}\text{Cs}: K^2L^8M^{18}N^{18}O^8P^1$).

6.75. Odszukać w układzie okresowym pierwiastki o następujących liczbach elektronów w poszczególnych powłokach:

- a) $K^2L^8M^{18}N^7$,
- b) K^2L^5 ,
- c) $K^2L^8M^{18}N^{18}O^8P^1$.

Opisać dwie różne metody postępowania przy rozwiązywaniu tego zadania.

6.76. Które pierwiastki mają następującą powłokową konfigurację walencyjną:

a) M^3 , b) N^4 , c) L^6 , d) O^7 ?

6.77. Który zbiór pierwiastków o podanych liczbach atomowych zawiera więcej niż dwa elektrony w powłoce M : 1) 25, 20, 11; 2) 32, 38, 13; 3) 15, 17, 9?

* **6.78.** Wymienić pierwiastki, w których liczba elektronów na ostatniej powłoce jest równa maksymalnej liczbie elektronów, jaka może znajdować się na tej powłoce.

* **6.79.** Czy powłoka M może być ostatnią (walencyjną) powłoką elektronową, jeżeli znajduje się na niej maksymalna, dozwolona dla tej powłoki liczba elektronów?

6.80. Ile sił przyciągania i ile sił odpychania działa na każdy elektron w atomie litu?

6.81. Ile elektronów zawiera rdzeń następujących pierwiastków: a) Sr, b) Na, c) Ar, d) Al?

6.82. Ile elektronów walencyjnych zawierają atomy: Na, N, Al, Br, Mg, Cr, Fe, Ag, Ce?

6.83. Zapisać powłokową konfigurację walencyjną: a) węgla, b) magnezu, c) tytanu, d) miedzi.

6.84. Zapisać powłokową konfigurację elektronową rdzenia atomów: Li, F, S, Cl.

6.85. Dla których pierwiastków liczba elektronów walencyjnych jest równa numerowi grupy w układzie okresowym?

6.3.2. Konfiguracje podpowłokowe

6.86. Określić maksymalną liczbę elektronów podpowłoki d powłoki drugiej, trzeciej i czwartej.

6.87. W jakiej kolejności będą zajmowane przez elektrony następujące podpowłoki:

a) $3d, 3p, 4p, 4s$,

b) $6s, 4d, 5s, 5p$,

* c) $7p, 8s, 5f, 6d$?

6.88. Ile powłok zajmują elektrony w atomie o konfiguracji:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$?

6.89. Podać numer powłoki i symbol literowy podpowłoki, którą zajmuje nowo przybywający elektron (elektron odróżniający dany pierwiastek od pierwiastka poprzedzającego go w układzie okresowym) w atomie: ${}_{33}\text{As}$, ${}_{4}\text{Be}$, ${}_{30}\text{Zn}$, ${}_{18}\text{Ar}$, ${}_{56}\text{Ba}$.

6.90. Dla pierwiastków o konfiguracjach powłokowych: a) K^2L^4 , b) $K^2L^8M^8N^2$ zapisać konfiguracje podpowłokowe.

6.91. Które pierwiastki mają następującą podpowłokową konfigurację walencyjną:

- a) $3s^23p^1$, b) $4s^2$,
c) $5s^25p^6$, d) $6s^26p^2$?

* **6.92.** Które pierwiastki mają następującą podpowłokową konfigurację walencyjną:

- a) $3d^74s^2$, b) $3d^{10}4s^1$,
c) $4f^25d^06s^2$, d) $5f^36d^17s^2$?

6.93. Czy wszystkie podpowłoki zajmowane przez elektrony w atomie galu zawierają maksymalną liczbę elektronów, jaka może się znajdować w danej podpowłoce?

6.94. Odszukać w układzie okresowym pierwiastki o następującej konfiguracji elektronowej:

- a) $1s^2 2s^22p^6 3s^23p^4$,
b) $1s^2 2s^22p^6 3s^23p^63d^1 4s^2$.

6.95. Konfigurację elektronową można przedstawić skróconym zapisem typu, na przykład ${}_{19}\text{K}: [\text{Ar}] 4s^1$, który oznacza, że dany pierwiastek (w tym przypadku potas) ma konfigurację argonu oraz jeden elektron w podpowłoce $4s$.

Zidentyfikować pierwiastki o następujących konfiguracjach:

- a) $[\text{Ne}] 3s^23p^3$,
b) $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^25p^2$,
c) $[\text{He}] 2s^2$,
d) $[\text{Xe}] 6s^1$.

6.96. Stosując notację opisaną w poprzednim zadaniu, podać konfigurację elektronową pierwiastków o liczbach atomowych: 4, 13, 34, 38, 82.

6.97. Na podstawie podanej niżej liczby elektronów w powłokach, posługując się notacją opisaną w zadaniu 6.95, podać konfigurację podpowłokową:

- a) Cr: $K^2 L^8 M^{13} N^1$,
b) Cu: $K^2 L^8 M^{18} N^1$,
c) Nb: $K^2 L^8 M^{18} N^{12} O^1$,
d) Pt: $K^2 L^8 M^{18} N^{32} O^{17} P^1$.

* **6.98.** Na czym polega podobieństwo konfiguracji elektronowej pierwiastków należących do tej samej grupy?

* **6.99.** Czym różnią się konfiguracje elektronowe pierwiastków należących do tej samej grupy?

6.100. Zapisać podpowłokową konfigurację walencyjną pierwiastków grup głównych czwartego okresu.

6.101. Zapisać podpowłokową konfigurację elektronową rdzeni atomów: Li, F, S, Cl.

6.102. Które pierwiastki mają tyle samo elektronów walencyjnych s , co p ?

6.103. Zapisać podpowłokową konfigurację walencyjną: a) węgla, b) magnezu, c) tytanu, d) miedzi.

6.104. Które pierwiastki piątego okresu mają podpowłokę d : a) wypełnioną całkowicie, b) wypełnioną częściowo?

6.105. Zapisać konfigurację podpowłokową dla powłok wypełnionych częściowo w atomach: a) węgla, b) jodu, c) kryptonu.

6.106. Które pierwiastki mają następujące konfiguracje elektronów walencyjnych:

- a) ns^2 , b) $ns^2 np^3$,
 c) $(n-1)d^1 ns^2$, d) $(n-2)f^{14} (n-1)d^1 ns^2$?

6.3.3. Konfiguracje orbitalne

6.107. Ile stanów orbitalnych p zawiera powłoka trzecia, a ile czwarta?

6.108. Który z niżej podanych zapisów dotyczących atomu węgla przedstawia: 1) liczby elektronów w powłokach, 2) konfigurację podpowłokową, 3) konfigurację walencyjną, 4) opis stanów orbitalnych atomu, 5) opis walencyjnych stanów orbitalnych?

a) $1s^2 2s^2 2p^2$

b) $\uparrow\downarrow \quad \uparrow \quad \uparrow \quad \square$

$\uparrow\downarrow$

c) $K^2 L^4$

d) $\uparrow\downarrow \quad \uparrow \quad \uparrow \quad \square$

e) $2s^2 2p^2$

Przedstawić pięć analogicznych zapisów dla atomu fosforu.

6.109. Zapisać podpowłokową konfigurację elektronową arsenu. Podać liczbę powłok i liczbę podpowłok zajmowanych przez elektrony. Ile elektronów niesparowanych zawiera atom arsenu? Ile elektronów walencyjnych zawiera atom arsenu?

6.110. Posługując się systemem klatek i strzałek, określić kolejność zapełniania stanów orbitalnych: a) w podpowłoce d , b) w podpowłoce f .

6.111. Przedstawić graficznie opis walencyjnych stanów orbitalnych w atomach:

a) magnezu, b) galu, c) krzemu, d) telluru, e) bromu, f) neonu.

6.112. Posługując się tablicą konfiguracji powłokowych (patrz wkładka) ustalić, które pierwiastki mają następujący opis walencyjnych stanów orbitalnych:

a) $\uparrow\downarrow \quad \uparrow \quad \uparrow \quad \uparrow$

b) $\uparrow\downarrow \quad \uparrow \quad \square \quad \square$

*c) $\uparrow \quad \uparrow \quad \uparrow \quad \uparrow \quad \uparrow$

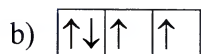
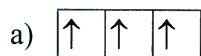
*d) $\uparrow \quad \uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow$

6.113. Ile elektronów niesparowanych zawierają w stanie podstawowym atomy o następujących liczbach atomowych: 11, 15, 20, 32, 36?

6.114. Ile elektronów sparowanych zawierają atomy następujących pierwiastków: a) F, b) Ar, c) Ca, d) O?

6.115. Które pierwiastki drugiego okresu zawierają następującą liczbę elektronów sparowanych: a) dwa, b) cztery, c) sześć, d) zero?

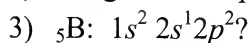
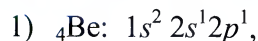
6.116. Które pierwiastki mają w podpowłoce p następującą konfigurację orbitalną:



6.117. Przedstawić graficznie konfigurację orbitalną zewnętrznej powłoki następujących pierwiastków: a) Na, b) Al, c) S.

6.118. W atomach których z wymienionych pierwiastków konfiguracja elektronowa wskazuje na zaistniałą promocję: Pd, Fe, Ag, V, Mn?

6.119. Które z niżej podanych konfiguracji dotyczą stanu wzbudzonego:



Ile elektronów niesparowanych zawierają atomy o podanej konfiguracji?

6.4. Widma emisyjne. Liczby kwantowe

6.120. Ile linii będzie zawierało widmo emisyjne, jeżeli atomy badanego pierwiastka, w warunkach rejestracji widma, znajdowały się w czterech stanach o różnych wartościach energii?

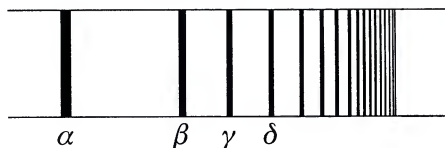
6.121. Ile różnych wartości energii przyjmowały atomy pierwiastka podczas rejestracji widma, jeżeli zarejestrowano 10 linii?

***6.122.** Liczbę linii widmowych (k) w funkcji liczby poziomów energetycznych (n) określa zależność: $k = \frac{n(n-1)}{2}$. Przyjmując, że widmo wodoru zawiera 496 linii, obliczyć:

- ile poziomów energetycznych należy uwzględnić, w celu wyjaśnienia widma,
- ile serii powinno zawierać to widmo,
- z ilu linii składa się seria zawierająca linię odpowiadającą fali o najmniejszej długości,
- z ilu linii składa się seria zawierająca linię odpowiadającą fali o największej długości.

6.123. Ile linii w widmie emisyjnym wodoru może pojawić się w rezultacie deekscytacji elektronów, które zajęły trzecią powłokę? Do których serii widmowych będzie należała każda z tych linii?

6.124. Niżej pokazano typową serię widmową wodoru. Uporządkować symbole przypisane prążkom w kolejności:



- rosnącej długości fali,
- rosnącej częstości fali,
- rosnącej energii kwantów.

* **6.125.** Posługując się widmem z poprzedniego zadania ustalić, co jest większe:

- $(E_\beta - E_\alpha)$ czy $(E_\gamma - E_\beta)$ gdzie E – energia,
- $(\lambda_\alpha - \lambda_\beta)$ czy $(\lambda_\beta - \lambda_\gamma)$ gdzie λ – długość fali,
- $(\nu_\beta - \nu_\alpha)$ czy $(\nu_\gamma - \nu_\beta)$ gdzie ν – częstość fali.

6.126. W trzech wzbudzonych atomach wodoru nastąpiły przejścia elektronów: w pierwszym atomie z powłoki 4 na powłokę 3, w drugim – z powłoki 3 na 2, w trzecim – z 2 na 1. Który z tych atomów wypromieniował:

- kwant o najmniejszej energii,
- kwant o najmniejszej długości fali?

* **6.127.** Energię elektronu w atomie wodoru na powłoce n można wyrazić jako funkcję energii na powłoce pierwszej (E_1) i wartości n . Przedstawić tę zależność w postaci: $E_n = f(E_1, n)$ i obliczyć energię na powłoce czwartej, przyjmując $E_1 = -13,6$ eV.

6.128. Ile różnych wartości energii odpowiada stanom stacjonarnym:

- pierwszej powłoki atomu wodoru,
- drugiej powłoki atomu wodoru,
- trzech pierwszych powłok atomu wodoru.

Uwaga: Stan orbitalny (poziom orbitalny) to dwa stany stacjonarne (zwane czasem stanami kwantowymi) różniące się magnetyczną spinową liczbą kwantową. W przypadku obsadzenia ich elektronami, elektrony te różnią się orientacją spinu ($\uparrow\downarrow$), a nie – jak się czasem błędnie mówi – spinem. Spin elektronu ma jedną wartość ($1/2$), ale może przyjmować dwie orientacje.

6.129. Określić liczbę stanów stacjonarnych w piątej powłoce. Ile podpowłok zawiera piąta powłoka?

6.130. Określić liczbę stanów stacjonarnych w podpowłoce g . Które powłoki zawierają podpowłokę g ?

6.131. Określić, w postaci funkcji głównej liczby kwantowej n i pobocznej liczby kwantowej l , następujące wielkości:

- liczbę stanów stacjonarnych w powłoce,
- liczbę stanów stacjonarnych w podpowłoce,

- c) liczbę stanów stacjonarnych w poziomie orbitalnym,
- d) liczbę stanów orbitalnych w powłoce,
- e) liczbę stanów orbitalnych w podpowłoce,
- f) liczbę podpowłok w powłoce,
- g) liczbę stanów stacjonarnych w atomie.

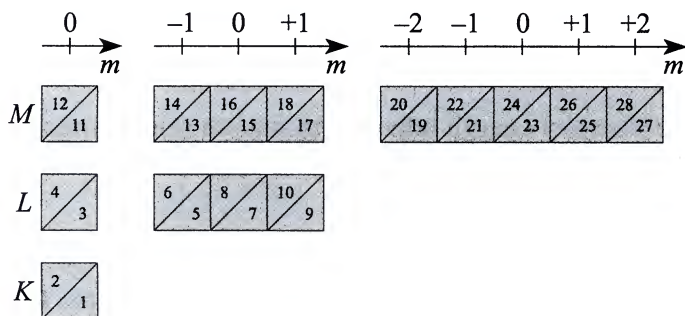
6.132. Ile różnych wartości energii w atomie wieloelektronowym odpowiada stanom stacjonarnym:

- a) pierwszej powłoki,
- b) drugiej powłoki,
- c) dwóch pierwszych powłok,
- d) trzech pierwszych powłok?

6.133. Która liczba kwantowa, l w jaki sposób, określa liczbę stanów orbitalnych danej podpowłoki?

6.134. Na rysunku podano zestawienie stanów elektronowych trzech pierwszych powłok, ponumerowanych umownie do celów niniejszego zadania. Którymi liczbami kwantowymi różnią się stany:

- a) 3 i 11, b) 3 i 7, c) 5 i 7, d) 15 i 16, e) 1 i 7, f) 4 i 10, g) 21 i 26, h) 9 i 11,
- i) 4 i 9, j) 7 i 18, k) 1 i 8, l) 3 i 20?



* **6.135.** Korzystając z rysunku w poprzednim zadaniu podać nazwę liczby kwantowej, która ma identyczną wartość dla stanów 3 i 20.

6.136. Które opisy stanów orbitalnych są zgodne z zakazem Pauliego, ale sprzeczne z regułą Hunda?

- a) $\uparrow\uparrow\uparrow\ \square$
- b) $\uparrow\ \uparrow\ \uparrow$
- c) $\uparrow\ \downarrow\ \downarrow$
- d) $\downarrow\ \downarrow\ \downarrow$
- e) $\uparrow\ \uparrow\ \downarrow$
- f) $\downarrow\uparrow\uparrow\ \square$

* **6.137.** Czy słuszne jest twierdzenie, że liczba elektronów niesparowanych w atomach pierwiastków tej samej grupy głównej jest identyczna?

Rozdział 7.

Przekształcenia atomów w inne drobinny

7.1. Przekształcenia atomów w jony

7.1. Jaki ładunek elektryczny będą wykazywały jony proste: a) potasu, siarki, b) magnezu, bromu, c) glinu, telluru?

7.2. Proces przejścia atomu w jon można przedstawić w formie tzw. równania elektronowego, np. $\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^-$. Podać równania elektronowe następujących przemian: $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+$, $\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+}$, $\text{S} \rightarrow \text{S}^{2-}$, $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+}$, $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+}$, $\text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cu}$, $\text{Br}^- \rightarrow \text{Br}$, $\text{Sn}^{2+} \rightarrow \text{Sn}^{4+}$.

7.3. Ile elektronów zawierają w powłoce zewnętrznej następujące jony: K^+ , Br^- , Mg^{2+} , S^{2-} , H^+ , H^- ?

7.4. Podać rozmieszczenie elektronów w powłokach następujących jonów: Na^+ , Br^- , Ca^{2+} , S^{2-} .

7.5. Ile powłok elektronowych mają następujące jony: Li^+ , Se^{2-} , Al^{3+} , I^- ?

7.6. Podać podpowłokową konfigurację elektronową dla następujących jonów: K^+ , Cl^- , Al^{3+} , O^{2-} .

7.7. Podać po jednym przykładzie jonu, który zawiera w zewnętrznej powłoce: a) 8 elektronów, b) 2 elektrony, c) 18 elektronów.

7.8. W podanym niżej fragmencie układu okresowego zaznaczono gwiazdką symbole pierwiastków, które tworzą trwałe jony proste. Podać symbole chemiczne jonów o konfiguracji elektronowej:

a) argonu, b) helu, c) kryptonu, d) neonu.

Li*	Be*	B	C	N	O*	F*
Na*	Mg*	Al*	Si	P	S*	Cl*
K*	Ca*	Ga*	Ge*	As	Se*	Br*

7.9. Podać nazwy helowców, których konfigurację elektronową starają się uzyskać atomy: magnezu, chloru, rubidu, arsenu.

7.10. Podać nazwy helowców, które mają identyczną konfigurację elektronową, jak jony: Ca^{2+} , Al^{3+} , Br^- , F^- .

7.11. Atom pewnego pierwiastka po oddaniu dwóch elektronów uzyskuje konfigurację elektronową helowca, którego atom zawiera cztery powłoki elektronowe. Jaki to pierwiastek?

7.12. Dopisać czwarty człon w podanych szeregach i określić prawidłowość, według której powstały:

- $\text{Li}^+, \text{Mg}^{2+}, \text{Ga}^{3+}, \dots$
- $\text{F}^-, \text{S}^{2-}, \text{Br}^-, \dots$
- $\text{Ca}^{2+}, \text{K}^+, \text{Ar}, \dots$

***7.13.** Dlaczego ujemne jony siarki i chloru mają odmienne właściwości chemiczne, pomimo identycznej konfiguracji elektronowej? Który atom jest izoelektronowy z tymi jonami?

7.14. Podać liczbę elektronów, protonów i neutronów w jonach następujących nuklidów: ${}_{35}^{81}\text{Br}^-, {}_{20}^{40}\text{Ca}^{2+}, {}_{34}^{74}\text{Se}^{2-}, {}_{26}^{56}\text{Fe}^{3+}$.

7.15. Posługując się zapisem ${}^A_Z\text{E}^z$ (gdzie: E – symbol pierwiastka, A – liczba masowa, Z – liczba atomowa, z – ładunek elektryczny), podać wzory jonów: 1) dwudodatni jon magnezu-24, 2) jednoujemny jon chloru-37, 3) trójodatni jon glinu-27.

7.16. Jakie są podobieństwa i różnice w składzie i właściwościach drobin: ${}^{19}\text{F}^-, {}^{20}\text{Ne}, {}^{21}\text{Na}^+$?

7.17. Który pierwiastek ma wyższą wartość pierwszej energii jonizacji: a) Na czy Mg; b) Na czy K?

7.18. Dlaczego atom sodu łatwiej przechodzi w stan jonu niż atom magnezu?

7.19. Który z podanych procesów wymaga dostarczenia największego, a który najmniejszego kwantu energii $h\nu$?

- $\text{K} + h\nu \rightarrow \text{K}^+ + \text{e}^-$
- $\text{Ca} + h\nu \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^-$
- $\text{Al} + h\nu \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{e}^-$
- $\text{Mg} + h\nu \rightarrow \text{Mg}^+ + \text{e}^-$

7.20. Pierwsza energia jonizacji berylu wynosi 9,3 eV, a druga energia jonizacji wynosi 18,2 eV. Ile energii należy doprowadzić do atomu berylu, aby powstał jon Be^{2+} ?

7.21. Obliczyć energię potrzebną do przejścia atomu glinu w jon trójodatni. Potrzebne dane należy wyszukać w literaturze.

7.22. Zapisać podpowłokową konfigurację walencyjną podanych jonów oraz ich izoelektronowych atomów: a) Sc^+ , b) Sc^{2+} , c) Sc^{3+} .

Wskazówka: Konfiguracji elektronowej kationów nie można ustalać przez proste odwrócenie reguł zabudowy powłok i podpowłok. Nie zawsze bowiem konfiguracja **izoelektronowych drobin** jest taka sama z uwagi na odmienny ładunek jądra. Na przykład jon Fe^{3+} ma konfigurację walencyjną $3d^5$ (brak elektronów 4s), a izoelektronowy z nim atom wanadu – $3d^3 4s^2$. Obie te drobinę zawierają 26 elektronów, z czego 5 walencyjnych, ale jon Fe^{3+} ma ładunek jądra +26 e, podczas gdy jądro atomu wanadu ma ładunek +23 e. W konsekwencji każda podpowłoka w jonie Fe^{3+} ma nieco inną energię niż odpowiadająca jej podpowłoka w atomie wanadu i to wystarczy do zróżnicowania konfiguracji walencyjnych.

Konfigurację elektronową kationu ustala się przez usuwanie kolejnych elektronów walencyjnych z macierzystego atomu: najpierw z podpowłoki np , potem ns i dalej $(n-1)d$, $(n-2)f$. Na przykład w celu ustalenia konfiguracji elektronowej jonu Mn^{4+} , z atomu manganu o konfiguracji walencyjnej $3d^5 4s^2$ usuwamy kolejno cztery elektrony:

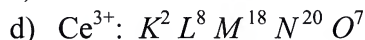
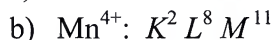
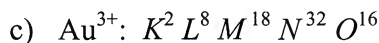
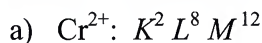
- pierwszy elektron z podpowłoki $4s$ (brak bowiem walencyjnych elektronów p) i otrzymujemy konfigurację $3d^5 4s^1$ jonu Mn^+ ,
- drugi elektron też z podpowłoki $4s$ i otrzymujemy konfigurację $3d^5$ jonu Mn^{2+} ,
- trzeci elektron już z podpowłoki $3d$ i otrzymujemy konfigurację $3d^4$ jonu Mn^{3+} ,
- czwarty elektron też z podpowłoki $3d$ i otrzymujemy docelową konfigurację walencyjną $3d^3$ jonu Mn^{4+} . Izoelektronowy z tym jonem atom skandiu ma inną konfigurację walencyjną: $3d^1 4s^2$.

Znacznie prostsza jest procedura ustalania konfiguracji anionu, który z reguły ma trwałą, zamkniętą powłokę. Należy dodawać elektrony dopóki nie zostanie osiągnięta konfiguracja helowca kończącego okres w tablicy Mendelejewa. Na przykład do atomu selenu o konfiguracji walencyjnej $4s^2 4p^4$ dodajemy 2 elektrony i otrzymujemy konfigurację $4s^2 4p^6$ anionu Se^{2-} identyczną z konfiguracją atomu kryptonu.

7.23. Przedstawić graficznie orbitalną konfigurację walencyjną jonów i ich izoelektronowych atomów z poprzedniego zadania.

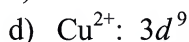
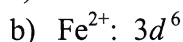
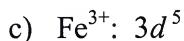
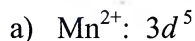
7.24. Zapisać konfigurację: a) powłokową, b) podpowłokową, c) orbitalną następujących jonów: Mg^{2+} , O^{2-} .

* **7.25.** Zapisać walencyjną konfigurację podpowłokową jonów o następującej konfiguracji powłokowej:



7.26. Dla następujących jonów: Ca^{2+} , Si^{4+} , Se^{2-} , Al^{3+} , K^+ , Cl^- zapisać konfigurację zewnętrznej powłoki: a) powłokową, b) podpowłokową, c) orbitalną.

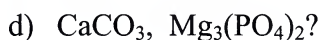
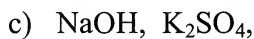
* **7.27.** Przedstawić walencyjną konfigurację orbitalną jonów o następującej konfiguracji walencyjnej:



7.28. Dopisać piąty człon w szeregu i określić prawidłowość według której powstał: He, Be, Ne, Mg, ...

Wskazówka: szukać w konfiguracjach orbitalnych.

7.29. Z jakich jonów zbudowane są kryształy następujących substancji:



7.30. Podać przykład związku jonowego, którego jednostka formalna jest: a) dwójką jonową z kationem jednododatnim, b) dwójką jonową z anionem siarczkowym, c) trójką jonową z kationem żelaza(III), d) piątką jonową z kationem glinu.

7.31. Ustalić wzory związków zbudowanych z następujących jonów:

- a) Na^+ i S^{2-} , d) Sr^{2+} i Se^{2-} ,
 b) Ga^{3+} i O^{2-} , e) Al^{3+} i Br^- ,
 c) Sn^{4+} i Cl^- , f) Pb^{4+} i S^{2-} .

7.32. Podać nazwy kationów: 1) z wartościowością (liczbą Stocka), 2) z ładunkiem jonu (jeżeli te informacje są konieczne): Cr^{2+} , Cr^{3+} , Li^+ , Cu^+ , Cu^{2+} , Mg^{2+} .

7.33. Podać nazwy jonów: a) H^+ , b) $^1\text{H}^+$, c) $^2\text{H}^+$, d) H^- , e) OH^- , f) H_3O^+ , g) O^{2-} , h) O_2^{2-} , i) Cl^- , j) S^{2-} .

Uwaga: w odpowiedziach wymieniono większość dopuszczalnych synonimów.

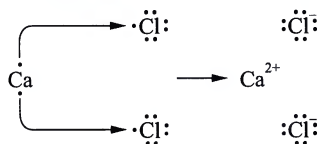
7.34. Podać nazwy zwyczajowe i nazwy z liczbą Stocka następujących anionów:

- a) SO_4^{2-} , SO_3^{2-}
 b) NO_3^- , NO_2^-
 c) PO_4^{3-} , HPO_4^{2-} , H_2PO_4^-

7.35. Podać nazwy zwyczajowe i nazwy z ładunkiem jonu następujących anionów: a) CO_3^{2-} , b) HCO_3^- , c) SiO_3^{2-} , d) BO_3^{3-} .

Uwaga: nie używa się nazw z liczbą Stocka, jeżeli atom kwasotwórczy we wszystkich oksoanionach danego pierwiastka ma taki sam stopień utlenienia (wartościowość), np. węgiel i krzem – IV, bor – III.

7.36. Mechanizm tworzenia się chlorku wapnia można przedstawić schematem:



Podać analogiczne schematy tworzenia się następujących substancji jonowych: Na_2S , MgO , SnO_2 , Al_2S_3 .

7.37. Które z podanych substancji mają wiązanie jonowe: CO_2 , SrI_2 , SiH_4 , LiBr , H_2O , CaO , NO ?

7.38. Ile jonów chlorkowych zawiera kryształ chlorku wapnia zbudowany z n jonów?

7.39. Który związek chemiczny ma wyższą temperaturę topnienia: Rb_2O czy TeO_2 ?

***7.40.** Dwudodatni jon pierwiastka X i jednoujemny jon pierwiastka Y mają następującą, identyczną konfigurację elektronową: $1s^2 2s^2 2p^6$. Podać wzór chemiczny związku tych pierwiastków.

7.41. Który jon ma większy promień:

- a) Na⁺ czy K⁺, c) Br⁻ czy I⁻,
b) K⁺ czy Ca²⁺, d) S²⁻ czy Cl⁻?

7.42. Który atom ma większy promień:

- a) Li czy Na, c) O czy F,
b) Li czy Be, d) S czy Se?

7.43. Która z drobin ma większe rozmiary:

- a) K czy K⁺, c) Mg czy Mg²⁺,
b) Br czy Br⁻, d) S czy S²⁻?

7.44. Dlaczego kation jest zawsze mniejszy od macierzystego atomu?

- * 7.45. Dlaczego anion jest zawsze większy od macierzystego atomu, mimo że oba zawierają tę samą liczbę powłok elektronowych?
* 7.46. W której z podanych substancji występujące wiązanie jonowe jest najbardziej zbliżone do jego teoretycznego modelu: NaCl, CsF, KBr, NaI?
* 7.47. Na podstawie podanej tabelki narysować wykres jonowego charakteru wiązania (w procentach) w funkcji różnicy elektroujemności, oraz obliczyć procent jonowego charakteru wiązań w NaCl i CsF.

Różnica elektroujemności	0,1	0,2	0,3	0,4	0,5	0,6	0,7	0,8	0,9	1,0	1,1	1,2	1,3	1,4	1,5	1,6	1,7	1,8	1,9	2,0	2,1	2,2	2,3	2,4	2,5	2,6	2,7	2,8	2,9	3,0	3,1	3,2
% charakteru jonowego	0,5	1	2	4	6	9	12	15	19	22	26	30	34	39	43	47	51	55	59	63	67	70	74	76	79	82	84	86	88	89	91	92

7.2. Przekształcenia atomów w cząsteczki

- * 7.48. Jakiego rodzaju oddziaływanie elektrostatyczne występuje między dwoma zbliżającymi się do siebie atomami?
7.49. Narysować wzory elektronowe (kropkowe i kreskowe) następujących cząsteczek: I₂, S₂, P₂.
7.50. W których z niżej podanych cząsteczek występuje wiązanie kowalencyjne spolaryzowane, a w których niespolaryzowane: Br₂, HBr, H₂, CCl₄, HI, P₂, NH₃, H₂S, CS₂?
7.51. Który z atomów w każdej z podanych par jest bardziej elektroujemny: N czy O, Mg czy Si, Cl czy I, As czy Se, B czy N, Ca czy P, P czy Cl, Se czy Te?
7.52. Na podstawie różnicy elektroujemności pierwiastków, wiązania w substancjach: KBr, HBr, CaCl₂, H₂S, Li₂O, MgS, O₂, SiO₂, N₂, N₂O₃, PH₃, Br₂, SiH₄ podzielić na: 1) kowalencyjne, 2) kowalencyjne spolaryzowane, 3) jonowe.

7.53. Która para pierwiastków ma największą różnicę elektroujemności: 1) N i O, 2) O i S, 3) S i Cl, 4) O i F?

7.54. Na podstawie układu okresowego uporządkować następujące pierwiastki według rosnącej wartości elektroujemności:

a) S, Se, O, Po, Te,

b) As, Ge, Br, Ga, Se,

* c) N, S, F, O, Cl, C, H.

7.55. Wskazać, w kierunku którego atomu powinny być przesunięte wspólne elektrony w cząsteczkach: CO₂, SO₂, NH₃, H₂S, PH₃, BCl₃, CCl₄, HBr, SiO₂, ICl, F₂O, HI, BH₃.

7.56. W którym z wymienionych związków wiązanie jest najsilniej spolaryzowane:

a) HF, HI, HBr, HCl, b) NH₃, H₂O, HF, CH₄?

7.57. Podane cząsteczki uporządkować według rosnącego stopnia spolaryzowania wiązania: NF₃, BeF₂, F₂, BF₃, LiF, CF₄, OF₂.

7.58. Narysować wzory elektronowe (tzw. wzory Lewisa) kreskowo-kropkowe dla:

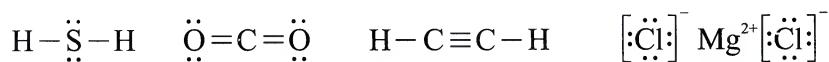
a) HBr, Br₂, KBr, H₂O, Na₂S

b) NH₃, HF, NaF, O₂, CH₂=CH₂

* c) NaOH, HCN, K₂O, COCl₂, PBr₃

Wskazówka: we wzorach kreskowo-kropkowych, preferowanych obecnie w podręcznikach akademickich, wspólną parę elektronową rysuje się kreską łączącą symbole pierwiastków, a wolną parę elektronową – dwoma kropkami przylegającymi do symbolu danego pierwiastka. We wzorach jednostek formalnych warto zapisać wzór anionu w nawiasie kwadratowym.

Przykłady wzorów Lewisa:



7.59. Narysować wzory elektronowe kropkowe i kreskowe:

a) NH₃, OF₂, CO₂, Na₂S,

* b) MgS, HNO₂, H₂O₂.

Wskazówka: we wzorach kropkowych wszystkie pary elektronów rysuje się kropkami, a we wzorach kreskowych – kreskami.

7.60. Narysować wzory elektronowe kreskowo-kropkowe podanych substancji z wiązaniami koordynacyjnymi. Wiązanie koordynacyjne zaznaczyć strzałką skierowaną od donora do akceptora.

a) SO₃, H₂SO₃, H₃PO₄,

b) HNO₃, SO₂, Cl₂O₃,

* c) HClO₃, N₂O₅, NH₄Br.

* **7.61.** Narysować wzory elektronowe kreskowo-kropkowe:

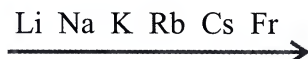
- a) CaO, KOH, HNO₂, H₂CO₃,
- b) H₃BO₃, Cl₂O, Cl₂O₇,
- c) H₃PO₂ (HPH₂O₂), H₃PO₃ (H₂PHO₃), H₄P₂O₇.

7.62. Które z wymienionych niżej wielkości rosną zgodnie z kierunkiem strzałki dla podanych pierwiastków?



Elektroujemność, liczba atomowa, promień atomowy, promień jonowy, ładunek elektryczny wodoru w cząsteczce wodoru.

7.63. Które z wymienionych niżej wielkości rosną zgodnie z kierunkiem strzałki dla podanych pierwiastków?



Elektroujemność, promień atomowy, promień jonowy, energia jonizacji.

7.64. W których cząsteczkach wszystkie elektrony zewnętrznych powłok biorą udział w tworzeniu wiązań: CO₂, CH₄, NH₃, BH₃, H₂O?

7.65. Jakie wartościowości powinien wykazywać w związkach pierwiastek o następującej konfiguracji walencyjnej: a) s^2p^5 , b) s^1 , c) s^2p^3 ?

* **7.66.** Czy wszystkie atomy w następujących cząsteczkach: CO₂, NH₃, BH₃, PCl₃, PCl₅, CH₃Cl, SF₆ mają konfigurację helowca?

7.67. Ile wiązań σ i ile wiązań π zawierają następujące cząsteczki:

- a) Br₂, S₂, P₂, H₂S,
- * b) CH₄, CS₂, HCN, COCl₂,
- ** c) CO, N₂O₅, HSCN, H₂CO₃?

7.68. Która z następujących cząsteczek nie jest dipolem: PH₃, HI, SiH₄, H₂S?

7.69. Jakie figury geometryczne mogą tworzyć jądra w cząsteczkach typu: a) AB₂, b) AB₃, c) AB₄, d) ABC?

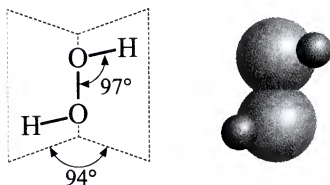
7.70. Na podstawie wzoru sumarycznego i momentu dipolowego określić budowę geometryczną cząsteczek: a) H₂S ($\mu = 0,93$ D), b) BeH₂ ($\mu = 0$), c) BF₃ ($\mu = 0$), d) PH₃ ($\mu = 0,55$ D).

* **7.71.** Narysować wektory momentów dipolowych wiązań w cząsteczkach: Cl₂O ($\mu = 0,78$ D, $\alpha = 115^\circ$), OF₂ ($\mu = 0,18$ D, $\alpha = 105^\circ$), SO₃ ($\mu = 0$).

* **7.72.** Jaką budowę przestrzenną może mieć cząsteczka AB₄ o zerowym momencie dipolowym?

*7.73. Dlaczego cząsteczka ABC może mieć budowę liniową (np. COS) lub nieliniową (np. HClO, $\alpha = 113^\circ$), mimo że każda z tych cząsteczek ma różny od zera moment dipolowy?

*7.74. Na podstawie informacji o budowie cząsteczki nadtlenu wodoru podanych na rysunku określić, czy moment dipolowy tej cząsteczki jest równy zero, czy różny od zera.



*7.75. W odpowiednie rubryki poniższej tabelki wpisać znak +, jeżeli dla danej cząsteczki prawdziwe jest twierdzenie podane z lewej strony:

Twierdzenie	PH ₃	CS ₂	H ₂ O ₂	BCl ₃	SiH ₄
Cząsteczka jest dipolem					
Jądra leżą w jednej płaszczyźnie					
Cząsteczka zawiera wiązanie między dwoma identycznymi atomami					
Cząsteczka zawiera wiązanie π					

7.76. Uporządkować wiązania: C–C, C=C, C≡C na podstawie ich krotności (rzędu) według: a) rosnącej energii, b) rosnącej długości.

7.77. Określić orientację kierunków osi geometrycznych par elektronowych σ i n w drobinach: HCl, H₂O, PH₃.

7.78. Podać rodzaj hybrydyzacji atomu centralnego, który określa orientację przestrzenną linii prostych łączących atom centralny z ligandami w podanych drobinach (patrz aneks 17):

- a) CCl₄, BBr₃, BeI₂,
- * b) PH₃, H₂S, CO₂, NH₄⁺,
- * c) SF₄, C₂Cl₆, C₂Cl₄, C₂Cl₂,
- ** d) IF₅,
- ** e) NO₃⁻, NO₂⁻, SO₄²⁻, SO₃²⁻.

7.79. Określić budowę przestrzenną podanych cząsteczek i jonów z jednym atomem centralnym:

- a) BeF₂, BCl₃, COCl₂, PbCl₂, CCl₄, PH₃, H₂S,
- b) HClO, CO₂, SO₂, SO₃, PCl₃, SO₂Cl₂, OF₂,
- c) TeO₂, BH₃, POCl₃, CS₂, HBrO, SCl₂, SOCl₂,
- d) COS, CO₃²⁻, HCHO, NO₂⁻, SO₄²⁻, SeOF₂, NH₂⁻,

- e) BH_4^- , HCN , O_3 , BO_3^{3-} , SO_3^{2-} , NH_4^+ , H_2Se ,
 f) SO_2 , NO_3^- , ClO_4^- , NO_2^+ , BF_4^- , Cl_2O , ClO_3^- ,
 g) N_3^- , XeO_4 , Br_2O , NO_2Cl , HIO , IO_3^- , PO_4^{3-} ,
 h) XeO_3 , BeO_2^{2-} , BeF_3^- , BrO_3^- , ClO_2^- , PCl_4^+ , SiO_4^{4-} .

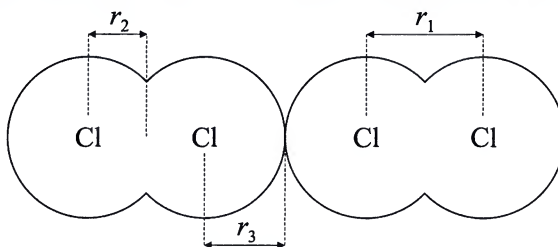
* **7.80.** Określić budowę przestrzenną podanych niżej cząsteczek i jonów z jednym atomem centralnym:

- a) SF_4 , I_3^- , SF_6 , IF_5 , IF_7 , SiF_6^{2-} ,
 b) ICl_4^- , XeF_2 , PCl_6^- , TeCl_4 , XeF_4 ,
 c) IO_6^{5-} , PBr_5 , SeBr_6^{2-} , ICl_2^- , SbF_5^{2-} ,
 d) BrICl^- , ICl_3 , F_2IO_2^- , SbBr_6^{3-} , AlCl_6^{3-} ,
 e) BrF_4^- , BrF_3 , SOF_4 , TeO_6^{6-} , IF_6^- .

** **7.81.** Określić budowę przestrzenną podanych drobin:

- a) $\text{CBr}_2=\text{CBr}_2$, $\text{BrC}\equiv\text{CBr}$, HNO_3 , H_3PO_4 , N_2O_4 , Cl_2O_6 ,
 b) NH_2-NH_2 , HClO , HClO_2 , HClO_3 , HClO_4 ,
 c) H_2O_2 , $[\text{Sb}(\text{OH})_6]^{3-}$, $\text{Te}(\text{OH})_6$,
 d) NO_2 , ClO_2 (cząsteczki zawierają niesparowany elektron),
 e) N_2O (moment dipolowy = 0,17 D).

* **7.82.** Które odległości zaznaczone na rysunku symbolami r_1 , r_2 , r_3 oznaczają: promień kowalencyjny, promień van der Waalsa i długość wiązania w kryształach chloru?



* **7.83.** Dlaczego beryl, mający 2 elektrony w zewnętrznej powłoce, jest reaktywnym metalem, a hel, który też ma 2 elektrony w zewnętrznej powłoce, jest chemicznie bierny?

** **7.84.** Wodór nie ma określonego miejsca w układzie okresowym. Najczęściej umieszcza się go w 1. lub 17. grupie głównej. Podać argumenty przemawiające za i przeciw umieszczeniu go w każdej z tych grup.

** **7.85.** Drobiny zestawione w pionowych szeregach poniższej tabelki mają pewną cechę wspólną. Po odgadnięciu tej cechy wpisać odpowiednie wzory w puste rubryki:

CH_4	C_2H_6		CO_2		C_2^{2-}
NH_4^+	$\text{N}_2\text{H}_6^{2+}$	NO_3^-		N_2O_4	

Rozdział 8.

Roztwory

8.1. Stężenie procentowe

Przykład 8.1

Obliczyć stężenie procentowe roztworu otrzymanego po rozpuszczeniu 425 g chlorku sodu w 1,5 kg wody destylowanej.

Analiza problemu

Stężenie procentowe jest szczególnym przypadkiem zawartości składnika, zdefiniowanej ogólnym wzorem 5.1 (patrz przykład 5.1). W przypadku stężenia procentowego (c_p) wzór 5.1 przybiera postać:

$$c_p = \frac{m_s}{m_r} \cdot 100\% \quad (8.1)$$

gdzie: m_s – masa substancji rozpuszczonej,
 m_r – masa roztworu,
100% – mnożnik $100 \cdot 0,01 \equiv 1$.

Masa roztworu (m_r) jest sumą masy substancji rozpuszczonej (m_s) i masy rozpuszczalnika (m_a), oznaczanej w niektórych źródłach symbolem m_{rozp} , czyli

$$m_r = m_s + m_a$$

zatem:

$$c_p = \frac{m_s}{m_s + m_a} \cdot 100\% \quad (8.2)$$

Z przedstawionych wzorów 8.1 i 8.2 wynika, że:

stężenie procentowe (c_p) jest to wyrażony w procentach stosunek masy substancji rozpuszczonej (m_s) do masy roztworu (m_r) (czyli sumy masy substancji m_s i masy rozpuszczalnika m_a).

Można również interpretować stężenie procentowe jako procent masowy substancji rozpuszczonej w stosunku do masy roztworu przyjętej za 100% i rozwiązywać zadanie (patrz metoda II) równaniem wynikającym z proporcji:

jeżeli m_r stanowi 100%,
to m_s stanowi x

W trzecim sposobie interpretacji stężenia procentowego zakłada się, że jest ono równe liczbie gramów substancji rozpuszczonej w 100 g roztworu (patrz metoda III).

Rozwiązania

Dane:

$m_s = 425$ g
 $m_a = 1,5$ kg = 1500 g

Szukane:

$c_p = ?$

Metoda I

Do wzoru

$$c_p = \frac{m_s}{m_s + m_a} \cdot 100\%$$

podstawiamy dane liczbowe:

$$c_p = \frac{425 \text{ g}}{425 \text{ g} + 1500 \text{ g}} \cdot 100\% = 22,1\%$$

Odpowiedź: Stężenie wynosi 22,1% (można powiedzieć, że roztwór jest 22,1-procentowy).

Metoda II

$$\begin{array}{l} \text{Jeżeli } (425 + 1500) \text{ g stanowi } 100\%, \\ \text{to } \quad 425 \text{ g} \quad \text{stanowi } \quad x \\ \hline x = \frac{425 \text{ g} \cdot 100\%}{(425 + 1500) \text{ g}} = 22,1\% \end{array}$$

Metoda III

$$\begin{array}{l} \text{Jeżeli } 425 \text{ g substancji przypada na } (425 + 1500) \text{ g roztworu} \\ \text{to } \quad x \text{ substancji przypada na } \quad 100 \text{ g} \\ \hline x = \frac{425 \text{ g} \cdot 100 \text{ g}}{(425 + 1500) \text{ g}} = 22,1 \text{ g (grama!)} \end{array}$$

– ale odpowiedź należy podać w procentach, co jest istotną wadą metody III.

Odpowiedź: Stężenie wynosi 22,1%.

Uwagi: Zaproponowane trzy metody są zupełnie równoważne pod względem matematycznym i można mieć wątpliwości, czy są to rzeczywiście trzy różne rozwiązania. Różnica polega tylko na sposobie podejścia do definicji stężenia procentowego. Przed przystąpieniem do samodzielnego rozwiązywania zadań należy wybrać jeden z tych sposobów i konsekwentnie go stosować.

Przykład 8.2

Ile gramów chlorku sodu NaCl potrzeba do sporządzenia 300 g roztworu o stężeniu 5%?

Rozwiązania

Dane:

$$m_r = 300 \text{ g}$$

$$c_p = 5\%$$

Szukane:

$$m_s = ?$$

Metoda I

Korzystamy ze wzoru

$$c_p = \frac{m_s}{m_r} \cdot 100\%$$

stąd:

$$m_s = \frac{c_p \cdot m_r}{100\%}$$

Wstawiamy dane liczbowe:

$$m_s = \frac{5\% \cdot 300 \text{ g}}{100\%} = 15 \text{ g}$$

Odpowiedź: Do sporządzenia roztworu potrzeba 15 g chlorku sodu.

Metoda II

$$\begin{array}{l} \text{Jeżeli } 300 \text{ g stanowi } 100\% \\ \text{to } \quad x \text{ stanowi } \quad 5\% \\ \hline x = \frac{300 \text{ g} \cdot 5\%}{100\%} = 15 \text{ g} \end{array}$$

Odpowiedź: Do sporządzenia roztworu potrzeba 15 g chlorku sodu.

cd.

Metoda III

Jeżeli 5 g substancji przypada na 100 g roztworu
to x substancji przypada na 300 g roztworu

$$x = \frac{5 \text{ g} \cdot 300 \text{ g}}{100 \text{ g}} = 15 \text{ g}$$

Odpowiedź: Do sporządzenia roztworu potrzeba 15 g chlorku sodu.

- 8.1.** Obliczyć stężenie procentowe roztworu otrzymanego po rozpuszczeniu 35 g substancji w 150 g wody.
- 8.2.** Obliczyć stężenie procentowe roztworu otrzymanego po rozpuszczeniu 35 g substancji w 150 cm³ alkoholu etylowego. Gęstość alkoholu etylowego wynosi 0,78 g/cm³.
- 8.3.** Obliczyć stężenie procentowe roztworu otrzymanego po rozpuszczeniu 1 g substancji w 10 cm³ wody.
- 8.4.** Obliczyć stężenie procentowe roztworu otrzymanego po rozpuszczeniu 1 g substancji w 10 cm³ benzyny, której gęstość wynosi 0,7 g/cm³.
- 8.5.** Obliczyć stężenie procentowe roztworu otrzymanego po rozpuszczeniu 3 kg soli kuchennej w 25 dm³ wody.
- 8.6.** Obliczyć stężenie procentowe roztworu otrzymanego po rozpuszczeniu 1 kg lakieru w 10 dm³ acetonu. Gęstość acetonu wynosi 0,79 g/cm³.
- 8.7.** Ile gramów chlorku sodu otrzymamy po odparowaniu do sucha 30 g roztworu 6-procentowego?
- 8.8.** Ile soli znajduje się w 0,5 kg roztworu o stężeniu 2%?
- * **8.9.** Ile gramów KOH otrzymamy po odparowaniu do sucha 100 cm³ roztworu 17,1-procentowego o gęstości 1,16 g/cm³?
- * **8.10.** Ile gramów Na₂S znajduje się w 0,5 dm³ roztworu 8-procentowego o gęstości 1,09 g/cm³?
- * **8.11.** Ile wody zawiera 400 g roztworu o stężeniu 20%?
- * **8.12.** Ile wody zawiera 1 dm³ 45-procentowego roztworu wodnego substancji organicznej, jeżeli gęstość roztworu wynosi 0,9 g/cm³?
- 8.13.** Ile sody i ile wody potrzeba do przygotowania 250 g roztworu o stężeniu 2%?
- 8.14.** Ile gramów jodu i ile cm³ alkoholu etylowego ($d = 0,78 \text{ g/cm}^3$) potrzeba do sporządzenia 15 g jodyny, czyli 10-procentowego roztworu jodu w alkoholu etylowym?
- * **8.15.** Obliczyć stężenie procentowe tlenu rozpuszczonego w wodzie deszczowej, wiedząc, że 1 dm³ tej wody zawiera 50 mg rozpuszczonego tlenu.

- * **8.16.** Obliczyć stężenie procentowe H_2O_2 w wodnym roztworze o gęstości $1,02 \text{ g/cm}^3$, wiedząc, że 1 dm^3 takiego roztworu zawiera $61,2 \text{ g H}_2\text{O}_2$.
- * **8.17.** 500 dm^3 amoniaku, odmierzono w warunkach normalnych, rozpuszczono w 1 dm^3 wody destylowanej. Obliczyć stężenie procentowe roztworu amoniaku.
- * **8.18.** Ile moli NaOH potrzeba do przygotowania 200 g roztworu o stężeniu 5% ?
- 8.19.** Obliczyć stężenie procentowe wodnego roztworu etanolu ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$), w którym na 5 cząsteczek etanolu przypada 10 cząsteczek wody.
- * **8.20.** W $15,2\%$ -procentowym roztworze kwasu HCO_3 , na 160 cząsteczek wody przypadają 4 cząsteczki kwasu. Ustalić wzór kwasu.
- * **8.21.** Ile wynosi stężenie procentowe roztworu KHCO_3 , w którym na 10 moli wody przypada 1 mol soli?
- * **8.22.** W ilu gramach wody należy rozpuścić 15 g substancji, aby otrzymać roztwór 20% -procentowy?
- * **8.23.** Ile gramów substancji należy rozpuścić w 200 g wody, aby otrzymać roztwór 10% -procentowy?
- * **8.24.** W 30 g wody rozpuszczono 6 g mieszaniny zawierającej 40% NaBr i 60% KBr . Obliczyć stężenia procentowe obu soli.
- * **8.25.** Ile procent siarki zawiera 20% -procentowy roztwór kwasu siarkowego?
- ** **8.26.** W 250 cm^3 wody rozpuszczono 12 g mieszaniny KOH i NaOH w stosunku 1 mol na 3 mole. Obliczyć stężenia procentowe obu składników.
- ** **8.27.** W 2 kg wody rozpuszczono 200 g ZnCl_2 zawierającego 3% zanieczyszczeń. Obliczyć stężenie procentowe roztworu ZnCl_2 .
- ** **8.28.** Ile gramów wodorotlenku sodu zawierającego 5% zanieczyszczeń należy rozpuścić w wodzie, aby otrzymać 200 g roztworu o stężeniu 10% ?
- ** **8.29.** W jakiej ilości wody m_a należy rozpuścić m gramów substancji zawierającej $p_1\%$ zanieczyszczeń, aby otrzymać $p_2\%$ -procentowy roztwór tej substancji?

8.2. Stężenie masowe

Przykład 8.3

Obliczyć stężenie masowe roztworu, który w 300 cm^3 zawiera 18 g substancji. Wynik podać w g/L (gramach na litr).

Analiza problemu

Stężenie masowe (ściślej stężenie masowo-objętościowe) jest szczególnym przypadkiem wartości składnika zdefiniowanej ogólnym wzorem 5.1 (patrz przykład 5.1). W przypadku stężenia masowego [symbol ρ , ewentualnie ze wzorem substancji w indeksie, np. $\rho_{\text{H}_2\text{SO}_4}$, lub w nawiasie $\rho(\text{H}_2\text{SO}_4)$] wzór 5.1 przybiera postać:

cd.

$$\rho = \frac{m_s}{V_r} \text{ [MNOŻNIK]} \quad (8.3)$$

gdzie: m_s – masa substancji rozpuszczonej,

V_r – objętość roztworu,

[MNOŻNIK] – stosunek jednostki masy do jednostki objętości.

W układzie jednostek SI jednostką stężenia masowego jest kg/m^3 lub jego krotności (patrz aneksy 3 i 8). W Polsce legalną jednostką jest również kg/dm^3 . W praktyce, zwłaszcza w analityce medycznej i w chemii analitycznej, używa się kilkunastu jednostek nielegalnych (patrz niżej). Ponadto istnieje możliwość (legalna!) nazywania decymetra sześciennego (dm^3) litrem (symbol l lub – obecnie preferowany – L). Stąd w literaturze naukowej, technicznej i innych materiałach drukowanych, pojawia się wielka różnorodność równoważnych zapisów, np.:

$$\frac{\text{g}}{\text{dm}^3} \equiv \frac{\text{g}}{\text{l}} \equiv \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

W celu przygotowania użytkownikom tego „Zbioru...” do identyfikowania różnych skrótów tej często stosowanej jednostki objętości (i jej krotności) będą w zadaniach i odpowiedziach – *wbrew zasadzie konsekwencji* – stosowane zamiennie różne zapisy.

Do najczęściej stosowanych jednostek stężenia masowego należą (patrz też aneks 8): $\frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$, $\frac{\text{kg}}{\text{L}}$,

$\frac{\text{g}}{\text{L}}$, $\frac{\text{mg}}{\text{L}}$, $\frac{\mu\text{g}}{\text{L}}$, $\frac{\text{g}}{\text{dL}}$ (gram na decylitr*), $\frac{\text{mg}}{\text{dL}}$, $\frac{\text{ng}}{\text{mL}}$ (nanogram na mililitr).

Ze wzoru 8.3 wynika, że:

stężenie masowe (ρ) jest to stosunek masy substancji (m_s) do objętości roztworu (V_r).

Rozwiązania

Dane:

$$V_r = 300 \text{ cm}^3 = 0,3 \text{ L}$$

$$m_s = 18 \text{ g}$$

Szukane:

$$\rho = ? \left[\frac{\text{g}}{\text{L}} \right]$$

Metoda I

Do wzoru: $\rho = \frac{m_s}{V_r}$ podstawiamy dane:

$$\rho = \frac{18 \text{ g}}{0,3 \text{ L}} = 60 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

Odpowiedź: Stężenie masowe roztworu wynosi 60 g/L (zapisy równoważne: 60 g/dm^3 lub 60 g/l).

Metoda II

Jeżeli 18 g substancji znajduje się w $0,3 \text{ L}$ roztworu,

to x substancji znajduje się w 1 L roztworu

$$x = \frac{18 \text{ g} \cdot 1 \text{ L}}{0,3 \text{ L}} = 60 \text{ g}$$

Odpowiedź: Stężenie masowe roztworu wynosi 60 g/L .

8.30. Stężenie roztworu wynosi 3 kg/m^3 . Podać to stężenie w: a) g/L , b) g/dL , c) ng/mL .

8.31. Obliczyć stężenie masowe roztworu, który w 4 L zawiera 10^{-4} g substancji. Wynik podać w mg/dm^3 .

* $\text{dL} = 0,1 \text{ L} = 100 \text{ cm}^3 \equiv 100 \text{ mL}$

- * **8.32.** Obliczyć stężenie masowe roztworu, który w 100 ml zawiera 0,1 mola NaOH. Wynik podać w g/L.
- 8.33.** Obliczyć stężenie masowe roztworu o gęstości 1,1 g/cm³, który w 1 kg zawiera 2,42 mola chlorku sodu. Wynik podać w g/L.
- 8.34.** Ile gramów substancji znajduje się w 250 cm³ roztworu o stężeniu 10 g/L?
- 8.35.** Stężenie testosteronu w krwi mężczyzny wynosi średnio 6 ng/ml. Z jakiej objętości krwi można by uzyskać 1 g testosteronu?
- 8.36.** Stężenie glukozy w pewnej próbce krwi ludzkiej wynosiło 200 mg/dl. Ile glukozy było w 0,1 ml tej krwi?
- * **8.37.** Ile gramów substancji znajduje się w 0,5 kg roztworu o gęstości 1,25 g/cm³ i stężeniu 0,5 g/cm³?
- * **8.38.** Obliczyć stężenie masowe roztworu o gęstości 1,2 g/cm³, który w 6 g zawiera 2,5 · 10⁻⁶ g substancji. Wynik podać w µg/L.

8.3. Stężenie molowe

Przykład 8.4

W 1,5 dm³ roztworu znajduje się 425 g chlorku sodu (NaCl). Obliczyć stężenie molowe tego roztworu.

Analiza problemu

Stężenie molowe roztworu jest szczególnym przypadkiem zawartości składnika, zdefiniowanej ogólnym wzorem 5.1 (patrz przykład 5.1). W przypadku stężenia molowego (c_m) wzór 5.1 przybiera postać:

$$c_m = \frac{n}{V_r} [\text{MNOŻNIK}] \quad (8.4)$$

gdzie: n – liczność materii („liczba moli”),

V_r – objętość roztworu,

[MNOŻNIK] – stosunek jednostki liczności materii do jednostki objętości.

W układzie jednostek SI jednostką stężenia molowego jest mol/m³. Polska norma dopuszcza również stosowanie jednostki mol/dm³ (zapisywanej też w postaci mol/L lub mol/l) jako legalnej, aczkolwiek nie należącej do układu SI (patrz aneks 8) i ona jest najczęściej używana. Można również stosować krotności jednostki mol/dm³, na przykład mmol/dm³, µmol/dm³ itp.

Ze wzoru 8.4 wynika, że:

stężenie molowe (c_m) jest to stosunek liczności materii („liczby moli”) (n) substancji rozpuszczonej do objętości roztworu (V_r).

Z uwagi na to, że najczęściej stosowaną jednostką stężenia molowego jest mol/dm³, więc – do celów obliczeniowych – można przyjąć stężenie molowe jako liczbę moli substancji zawartej w 1 dm³ (litrze) roztworu (patrz rozwiązanie metodą II).

W praktyce często stosuje się umowne określenia typu „roztwór 2,5-molowy”, co oznacza, że stężenie molowe wynosi 2,5 mol/dm³.

W literaturze można też spotkać symbol M lub M zamiast jednostki mol/dm³, ale nie wynika to z żadnych norm ani zaleceń.

cd.

Rozwiązania

Dane:

$$V_r = 1,5 \text{ dm}^3$$

$$m_s = 425 \text{ g}$$

Szukane:

$$c_m = ?$$

Metoda I

W celu obliczenia stężenia ze wzoru:

$$c_m = \frac{n}{V_r}, \quad \text{podstawiamy} \quad n = \frac{m_s}{M}$$

gdzie m_s – masa substancji rozpuszczonej, M – masa molowa*, której mianem we wzorach wielkościowych jest g/mol. Zatem:

$$c_m = \frac{m_s}{M \cdot V_r}, \quad \text{stąd} \quad c_m = \frac{m_s}{M \cdot V_r}$$

Obliczamy masę molową NaCl

$$M = (23 + 35,5) \text{ g/mol} = 58,5 \text{ g/mol}$$

Wstawiamy dane liczbowe do wzoru

$$c_m = \frac{425 \text{ g}}{58,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 1,5 \text{ dm}^3} = 4,84 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

Odpowiedź: Roztwór jest 4,84-molowy.

Metoda II

W celu obliczenia liczby moli przypadającej na 1 dm^3 roztworu należy przeliczyć podaną w zadaniu masę substancji (425 g) na liczbę moli. Otrzymamy wynik 7,26 mola. Następnie układamy proporcję:

Jeżeli 7,26 mola znajduje się w $1,5 \text{ dm}^3$ roztworu,
to x znajduje się w 1 dm^3 roztworu

$$x = \frac{7,26 \text{ mola} \cdot 1 \text{ dm}^3}{1,5 \text{ dm}^3} = 4,84 \text{ mola}$$

Odpowiedź: Roztwór jest 4,84-molowy.

Przykład 8.5

Obliczyć stężenie molowe roztworu otrzymanego po rozpuszczeniu 425 g chlorku sodu (NaCl) w $1,5 \text{ dm}^3$ wody destylowanej.

Analiza problemu

Porównajmy treść zadania z przykładem 8.4. Czy roztwory, o których mowa w obu zadaniach, mają takie same stężenia? **Przykład 8.4:** 425 g NaCl w $1,5 \text{ dm}^3$ roztworu, czyli mieszaniny rozpuszczalnika (wody) i rozpuszczonej substancji (NaCl); **przykład 8.5:** 425 g NaCl w $1,5 \text{ dm}^3$ rozpuszczalnika (wody).

Stężenia są więc różne. Przy obliczaniu stężeń należy zwracać szczególną uwagę na to, czy znamy objętość roztworu, czy rozpuszczalnika.

* W odróżnieniu od masy mola substancji, wyrażanej najczęściej w gramach, masa molowa (M) jest wyrażona w g/mol, ponieważ stanowi – na mocy definicji – stosunek masy substancji (m_s) do liczności materii (n), zawartej w tej masie (patrz również aneks 6.):

$$M = \frac{m_s}{n}$$

Aby rozwiązać przykład 8.5, musimy znać objętość roztworu. Nie jest ona sumą objętości substancji i objętości rozpuszczalnika. Musimy znać gęstość otrzymanego roztworu. Gęstość można odczytać w tablicach. W dalszych przykładach gęstość będzie podawana w treści zadania.

W przykładzie 8.5 gęstość roztworu wynosi $1,18 \text{ g/cm}^3$, co oznacza, że 1 cm^3 roztworu ma masę $1,18 \text{ g}$, a 1 dm^3 roztworu ma masę 1180 g .

Ze znanego z fizyki wzoru:

$$d = \frac{m}{V}$$

(w którym d – gęstość, m – masa, V – objętość) wynika, że gęstość jest współczynnikiem do przeliczenia masy na objętość lub odwrotnie – objętości na masę.

Rozwiązania

Dane:

$$V_a = 1 \text{ dm}^3$$

$$m_s = 425 \text{ g}$$

Szukane:

$$c_m = ?$$

Metoda I

Korzystamy ze wzoru:

$$c_m = \frac{n}{V_r}$$

w którym: $V_r = \frac{m_r}{d_r}$, $n = \frac{m_s}{M}$, m_r – masa całego roztworu, d_r – gęstość roztworu, m_s – masa substancji rozpuszczonej. Zatem:

$$c_m = \frac{\frac{m_s}{M}}{\frac{m_r}{d_r}} = \frac{m_s \cdot d_r}{M \cdot m_r}$$

natomiast $m_r = m_s + m_a$, a więc $c_m = \frac{m_s \cdot d_r}{M \cdot (m_s + m_a)}$

gdzie m_a – masa rozpuszczalnika (wody).

Masa $1,5 \text{ dm}^3$ wody wynosi $1,5 \text{ kg}$ (1500 g), ponieważ gęstość wody wynosi 1 g/cm^3 *. Przy obliczaniu masy innego rozpuszczalnika (alkohol, aceton itp.) należy pamiętać o prawidłowym przeliczaniu z uwzględnieniem jego gęstości. Wstawiając dane liczbowe otrzymamy:

$$c_m = \frac{425 \text{ g} \cdot 1,18 \text{ g/cm}^3}{58,5 \text{ g/mol} \cdot (425 + 1500) \text{ g}} = \frac{425 \cdot 1180 \text{ g/dm}^3}{58,5 \cdot 1925 \text{ g/mol}} = 4,45 \text{ mol/dm}^3$$

Odpowiedź: Roztwór jest 4,45-molowy.

Metoda II

Obliczamy objętość roztworu:

$$V_r = \frac{m_r}{d_r}, \quad m_r = m_a + m_s$$

gdzie m_r – masa roztworu, m_a – masa rozpuszczalnika, m_s – masa rozpuszczonej substancji

$$m_r = 1500 \text{ g} + 425 \text{ g} = 1925 \text{ g}$$

Zatem objętość roztworu wyniesie:

$$V_1 = \frac{1925 \text{ g}}{1,18 \text{ g/cm}^3} = 1630 \text{ cm}^3 = 1,63 \text{ dm}^3$$

ed.

* Gęstość wody wynosi dokładnie 1 g/cm^3 tylko w temperaturze 4°C . Wraz ze wzrostem temperatury gęstość maleje i np. w temperaturze pokojowej (20°C) wynosi $0,9982 \text{ g/cm}^3$, a w temperaturze 100°C wynosi $0,9584 \text{ g/cm}^3$. W obliczeniach chemicznych nie wymagających dużej dokładności i przy rozwiązywaniu zadań z niniejszego Zbioru należy przyjąć gęstość wody za równą 1 g/cm^3 , bez względu na temperaturę.

Dalsze postępowanie jest analogiczne jak w przykładzie 8.4. 425 g NaCl to 7,26 mola. Układamy proporcję:

$$\begin{array}{l} \text{Jeżeli } 7,26 \text{ mola znajduje się w } 1,63 \text{ dm}^3 \text{ roztworu} \\ \text{to } x \text{ znajduje się w } 1 \text{ dm}^3 \text{ roztworu} \\ \hline x = \frac{7,26 \text{ mola} \cdot 1,63 \text{ dm}^3}{1 \text{ dm}^3} = 4,45 \text{ mola} \end{array}$$

Odpowiedź: Roztwór jest 4,45-molowy.

Metoda III

Jeżeli interesuje nas tylko orientacyjna wartość stężenia, co często zdarza się w praktyce laboratoryjnej, możemy wykonać obliczenie przybliżone, zakładając, że objętość roztworu jest równa objętości rozpuszczalnika. Nie korzystamy z gęstości roztworu i wykonujemy rachunek identyczny jak w przykładzie 8.4. Otrzymamy wartość 4,84 mola, którą musimy zaokrąglić ze względu na błąd wynikający z naszego założenia. Roztwór jest zatem ok. 5-molowy. Błąd obliczenia możemy oszacować, porównując wyniki rozwiązań przykładów 8.4 i 8.5. Wynosi on ok. 9%.

Błąd otrzymany przy obliczeniu orientacyjnym jest tym większy, im większe jest stężenie roztworu. Zależy on również od rodzaju rozpuszczonej substancji i rodzaju rozpuszczalnika.

Przykład 8.6

Ile gramów chlorku sodu potrzeba do sporządzenia 0,1 dm³ roztworu o stężeniu 2 mol/dm³?

Rozwiązania

Dane:

$$V_r = 0,1 \text{ dm}^3$$

$$c_m = 2 \text{ mol/dm}^3$$

Szukane:

$$m_s = ?$$

Metoda I

Korzystamy ze wzoru:

$$c_m = \frac{n}{V_r} \quad \text{i} \quad \text{podstawiamy} \quad n = \frac{m_s}{M}$$

stąd $m_s = c_m \cdot M \cdot V_r$. Wstawiamy dane liczbowe [masa molowa NaCl = (23 + 35,5) g/mol = 58,5 g/mol]

$$m_s = 2 \text{ mol/dm}^3 \cdot 58,5 \text{ g/mol} \cdot 0,1 \text{ dm}^3 = 11,7 \text{ g}$$

Odpowiedź: Do sporządzenia roztworu potrzeba 11,7 g chlorku sodu.

Metoda II

Obliczamy, ile moli NaCl potrzeba do sporządzenia tego roztworu:

Jeżeli 2 mole potrzeba do sporządzenia 1 dm³ roztworu
to x potrzeba do sporządzenia 0,1 dm³ roztworu

$$x = \frac{2 \text{ mole} \cdot 0,1 \text{ dm}^3}{1 \text{ dm}^3} = 0,2 \text{ mola}$$

Następnie liczbę moli przeliczamy na liczbę gramów. Otrzymamy wynik 11,7 g.

Odpowiedź: Do sporządzenia roztworu potrzeba 11,7 g chlorku sodu.

8.39. Obliczyć stężenie molowe roztworu zawierającego 6 moli substancji w 2 dm³ roztworu.

8.40. Obliczyć, ile moli substancji znajduje się w 0,6 dm³ roztworu 2-molowego.

- 8.41.** W jakiej objętości 0,5-molowego roztworu znajdują się 2 mole substancji?
- 8.42.** W 150 cm³ roztworu znajduje się 50 g chlorku CaCl₂. Obliczyć stężenie molowe roztworu.
- 8.43.** Obliczyć stężenie molowe roztworu otrzymanego po rozpuszczeniu 50 g chlorku CaCl₂ w 150 cm³ wody, jeżeli gęstość tego roztworu wynosi 1,23 g/cm³.
- 8.44.** W 6 dm³ roztworu znajduje się 234 g siarczku Na₂S. Obliczyć stężenie molowe roztworu.
- 8.45.** Obliczyć stężenie molowe roztworu otrzymanego po rozpuszczeniu 234 g siarczku Na₂S w 6 dm³ wody, jeżeli gęstość tego roztworu wynosi 1,04 g/cm³.
- 8.46.** W celu przygotowania 0,5 dm³ 1-molowego roztworu NaOH uczeń odważył 20 g NaOH i wsypał do naczynia, w którym znajdowało się 0,5 dm³ wody destylowanej. Drugi uczeń odważył 20 g NaOH, wsypał do pustej kolby miarowej i dolewał powoli wody, aż otrzymał roztwór o objętości 0,5 dm³. Który uczeń postępował prawidłowo i dlaczego?
- 8.47.** Ile gramów bromku NaBr znajduje się w 0,2 dm³ 0,1-molowego roztworu?
- 8.48.** Ile gramów NaCl otrzymamy po odparowaniu do sucha 100 cm³ 0,5-molowego roztworu?
- 8.49.** W jakiej objętości 2,5-molowego roztworu bromku CaBr₂ znajduje się 5 g CaBr₂?
- 8.50.** Obliczyć stężenie molowe H₂O₂ w tzw. wodzie utlenionej, wiedząc, że 100 cm³ roztworu zawiera 4,05 g tego nadtlenu.
- ***8.51.** Roztwór zawiera 1,2 milimola NaOH w 1 cm³. Obliczyć jego stężenie molowe.
- ***8.52.** Ile moli kwasu H₃BO₃ znajduje się w 0,5 dm³ roztworu, który w 200 cm³ zawiera 6,2 g tego kwasu?
- 8.53.** Jaką objętość 0,5-molowego roztworu węglanu Na₂CO₃ można sporządzić, mając 20 g czystego węglanu?
- 8.54.** Ile gramów NaMnO₄, zawierającego 10% zanieczyszczeń, potrzeba do sporządzenia 200 cm³ 0,1-molowego roztworu?
- ***8.55.** Wzrost temperatury powoduje zwiększenie objętości roztworu. Czy zmieni się, i ewentualnie jak, stężenie: 1) molowe, 2) procentowe tego roztworu?
- ***8.56.** Kolbę o pojemności 1 dm³ napełniono całkowicie chłorowodem w warunkach normalnych, a następnie połączono z naczyniem zawierającym wodę. Obliczyć stężenie molowe kwasu solnego otrzymanego po przepłynięciu wody do kolby.



- * **8.57.** Zmieszano 20 dm^3 wodoru i 10 dm^3 chloru (warunki normalne). Po zakończeniu reakcji powstały gaz wprowadzono do wody, otrzymując 200 cm^3 kwasu solnego. Obliczyć stężenie molowe tego roztworu.
- * **8.58.** Obliczyć masę cząsteczkową substancji, wiedząc, że w $0,6 \text{ dm}^3$ 0,2-molowego roztworu znajduje się $4,8 \text{ g}$ tej substancji.
- * **8.59.** Roztwór wodny MgHPO_4 zawiera $0,1$ mola P_2O_5 w 1 dm^3 . Obliczyć stężenie molowe roztworu tej soli.
- ** **8.60.** Roztwór o objętości 250 cm^3 sporządzono w ten sposób, że rozpuszczono 12 g mieszaniny KOH i NaOH w stosunku 1 mol na 3 mole. Obliczyć stężenia molowe obu składników roztworu.
- ** **8.61.** Mamy dwa roztwory: rozcieńczony kwas solny i roztwór wodorotlenku sodu. Jak stwierdzić doświadczalnie, który z tych roztworów ma większe stężenie molowe?

8.4. Przeliczanie stężeń

Przykład 8.7

Obliczyć stężenie molowe 14-procentowego roztworu chlorku NaCl , jeżeli gęstość tego roztworu wynosi $1,10 \text{ g/cm}^3$.

Analiza problemu

Jeżeli dysponujemy roztworem o znanym stężeniu procentowym, a chcielibyśmy wiedzieć, jakie jest jego stężenie molowe, to możemy wykonać przeliczenie pod warunkiem, że znamy gęstość roztworu. Można również obliczyć stężenie procentowe roztworu o znanym stężeniu molowym. Przeliczenie należy odnieść do dowolnie wybranej ilości roztworu, np. 1 dm^3 , 1 kg , 100 cm^3 , 100 g , lub korzystać ze wzoru przeliczeniowego, który łatwo wyprowadzić.

Korzystamy z podanych poprzednio wzorów definiujących stężenia:

$$c_m = \frac{n}{V_r} \quad (8.4) \qquad c_p = \frac{m_s}{m_r} \cdot 100\% \quad (8.1)$$

Do wzoru (8.4) podstawiamy: $V_r = \frac{m_r}{d_r}$ i $n = \frac{m_s}{M}$

$$c_m = \frac{m_s \cdot d_r}{M \cdot m_r} \quad (8.5)$$

Ze wzoru (8.1) wyznaczamy m_s i podstawiamy do wzoru (8.5). Po przekształceniach otrzymamy wzory do przeliczania stężeń:

$$c_m = \frac{c_p \cdot d_r}{100\% \cdot M} \quad (8.6)$$

$$c_p = \frac{c_m \cdot M \cdot 100\%}{d_r} \quad (8.7)$$

Rozwiązania

Dane:

$$c_p = 14\%$$

$$d_r = 1,10 \text{ g/cm}^3$$

Szukane:

$$c_m = ?$$

Metoda I

Do wzoru (8.6) wstawiamy dane liczbowe:

$$c_m = \frac{14\% \cdot 1,10 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}}{100\% \cdot 58,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{14\% \cdot 1100 \frac{\text{g}}{\text{dm}^3}}{100\% \cdot 58,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 2,66 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

Odpowiedź: 14-procentowy roztwór NaCl jest 2,66-molowy.

Metoda II

1 dm³ roztworu o gęstości 1,10 g/cm³ ma masę 1100 g i zawiera 14% NaCl. Obliczamy, wybraną metodą, ile gramów NaCl zawiera dm³ tego roztworu. Otrzymamy wynik 154 g. Wiemy zatem, że 154 g NaCl znajduje się w jednym dm³ roztworu. Aby obliczyć stężenie molowe, musimy obliczyć, ile moli stanowi 154 g NaCl. Otrzymamy wynik 2,66 mola.

Odpowiedź: 14-procentowy roztwór NaCl jest 2,66-molowy.

Przykład 8.8

Obliczyć stężenie procentowe 0,5-molowego roztworu siarczku Na₂S. Gęstość roztworu $d_r = 1,04 \text{ g/cm}^3$.

Rozwiązania

Dane:

$$c_m = 0,5 \text{ mol/dm}^3$$

$$d_r = 1,04 \text{ g/dm}^3$$

Szukane:

$$c_p = ?$$

Metoda I

Do wzoru (8.7) podstawiamy dane liczbowe:

$$c_p = \frac{0,5 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \cdot 78 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 100\%}{1,04 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}} = \frac{0,5 \cdot 78 \frac{\text{g}}{\text{dm}^3} \cdot 100\%}{1040 \frac{\text{g}}{\text{dm}^3}} = 3,75\%$$

Odpowiedź: Roztwór jest 3,75-procentowy.

Metoda II

1 dm³ roztworu o gęstości 1,04 g/cm³ ma masę 1040 g i zawiera 0,5 mola Na₂S. Obliczamy, ile gramów stanowi 0,5 mola Na₂S. Otrzymamy wynik 39 g. Zatem 39 g Na₂S znajduje się w 1040 g roztworu. Obliczamy wybraną metodą stężenie procentowe. Otrzymamy wynik 3,75%.

Odpowiedź: Roztwór jest 3,75-procentowy.

Przykład 8.9

Obliczyć stężenie procentowe roztworu NaOH o stężeniu masowym 483 g/L i gęstości 1,38 g/cm³.

Analiza problemu

Przeliczenie stężenia masowego na procentowe (lub odwrotnie – patrz przykład 8.10) wymaga znajomości gęstości roztworu. Tylko w obliczeniach przybliżonych lub dla roztworu rozcieńczonego o niewielkim stężeniu, gęstość roztworu można przyjąć za równą gęstości rozpuszczalnika (dla wody 1 g/cm³).

Korzystamy z podanych poprzednio wzorów definiujących stężenia:

$$c_p = \frac{m_s}{m_r} \cdot 100\% \quad (8.1)$$

$$\rho = \frac{m_s}{V_r} \quad (8.3)$$

cd.

Ze wzoru (8.3) wyznaczamy m_s i podstawiamy do wzoru (8.1):

$$c_p = \frac{\rho \cdot V_r}{m_r} \cdot 100\%$$

Objętość roztworu (V_r) i jego masa (m_r) są związane zależnością $m_r = d_r \cdot V_r$, zatem wzory do przeliczania stężeń można zapisać następująco:

$$c_p = \frac{\rho \cdot 100\%}{d_r} \quad (8.8)$$

$$\rho = \frac{c_p \cdot d_r}{100\%} \quad (8.9)$$

Rozwiązania

Dane:

$$\rho = 483 \text{ g/L}$$

$$d_r = 1,38 \text{ g/cm}^3$$

Szukane:

$$c_p = ?$$

Metoda I

Do wzoru (8.8) podstawiamy dane liczbowe:

$$c_p = \frac{483 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot 100\%}{1,38 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}} = \frac{483 \cdot 100\% \cdot \text{cm}^3}{1,38 \text{ L}} = \frac{438 \cdot 100\% \cdot \text{cm}^3}{1,38 \cdot 1000 \text{ cm}^3} = 35\%$$

Odpowiedź: Roztwór jest 35-procentowy.

Metoda II

Przeliczenie należy odnieść do dowolnie wybranej ilości roztworu, na przykład 1 L. Litr roztworu o gęstości $1,38 \text{ g/cm}^3$ ma masę 1380 g. Z danych zadania wynika, że w tej ilości roztworu znajduje się 483 g substancji. Stężenie procentowe obliczamy wybraną metodą i otrzymamy wynik 35%.

Odpowiedź: Roztwór jest 35-procentowy.

Przykład 8.10

Obliczyć stężenie masowe mocznika w wodnym roztworze o stężeniu 45 m%, przyjmując gęstość roztworu za równą gęstości rozpuszczalnika. Wynik podać w mg/dl.

Rozwiązania

Dane:

$$c_p = 45 \text{ m\%}$$

Szukane:

$$\rho = ? \left[\frac{\text{mg}}{\text{dl}} \right]$$

Metoda I

Stężenie wyrażone w miliprocentach przeliczamy na stężenie wyrażone w procentach (patrz przykład 5.2):

$$c_p = 45 \text{ m\%} = 45 \cdot 10^{-3}\% = 0,045\%$$

a następnie podstawiamy dane do wzoru (8.9):

$$\rho = \frac{0,045\% \cdot 1 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}}{100\%} = \frac{45 \cdot 10^{-3} \cdot 10^3 \text{ mg}}{10^2 \cdot 10^{-2} \text{ dl}} = 45 \frac{\text{mg}}{\text{dl}}$$

Odpowiedź: Stężenie masowe wynosi 45 mg/dl.

Metoda II

Przeliczenie należy odnieść do dowolnie wybranej ilości roztworu, na przykład do 1 dl. Obliczamy masę substancji zawartą w tej objętości roztworu przyjmując, że 1 dl ma masę 100 g (w treści zadania podano, że $d_r = d_s$).

$$\begin{array}{l} \text{Jeżeli } 100 \text{ g stanowi } 10^5 \text{ m\%} \\ \text{to } x \text{ stanowi } 45 \text{ m\%} \\ \hline x = \frac{100 \text{ g} \cdot 45 \text{ m\%}}{10^5 \text{ m\%}} = 0,045 \text{ g} = 45 \text{ mg} \end{array}$$

Odpowiedź: Stężenie masowe wynosi 45 mg/dl.

Przykład 8.11

Obliczyć stężenie molowe roztworu kwasu H_2SO_4 o stężeniu masowym 49 g/dL.

Analiza problemu

Przeliczanie stężenia masowego na molowe (lub odwrotnie – patrz przykład 8.12) wymaga znajomości masy molowej substancji rozpuszczonej lub informacji równoważnych (np. wzór sumaryczny, masa mola).

Korzystamy z podanych poprzednio wzorów definiujących stężenia:

$$c_m = \frac{n}{V_r} \quad (8.4) \quad \text{ i } \quad \rho = \frac{m_s}{V_r} \quad (8.3)$$

Wyznaczamy z nich V_r i przyrównujemy prawe strony:

$$\frac{n}{c_m} = \frac{m_s}{\rho} \Rightarrow c_m = \frac{\rho \cdot n}{m_s}$$

Po zastąpieniu n stosunkiem m_s/M , wynikającym z definicji masy molowej $\left(M = \frac{m_s}{n}\right)$ otrzymamy wzory do przeliczania stężeń:

$$c_m = \frac{\rho}{M} \quad (8.10) \quad \text{ i } \quad \rho = c_m \cdot M \quad (8.11)$$

Rozwiązania

Dane:

$$\rho = 49 \frac{\text{g}}{\text{dL}}$$

Szukane:

$$c_m = ?$$

Metoda I

Obliczamy masę molową H_2SO_4 . Otrzymamy wynik 98 g/mol. Do wzoru (8.10) podstawiamy dane liczbowe:

$$c_m = \frac{49 \frac{\text{g}}{\text{dL}}}{98 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{49 \text{ mol}}{98 \text{ dL}} = \frac{49 \text{ mol}}{98 \cdot 0,1 \text{ L}} = 5 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Odpowiedź: Roztwór jest 5-molowy.

Metoda II

Obliczamy, jaką liczbę moli stanowi 49 g H_2SO_4 . Otrzymamy wynik 0,5 mola. Układamy proporcję:

$$\begin{array}{l} \text{Jeżeli } 0,5 \text{ mola znajduje się w } 0,1 \text{ L} \\ \text{to } x \text{ znajduje się w } 1 \text{ L} \\ \hline \end{array}$$

$$x = \frac{0,5 \text{ mol} \cdot 1 \text{ L}}{0,1 \text{ L}} = 5 \text{ moli}$$

Odpowiedź: Roztwór jest 5-molowy.

Przykład 8.12

Obliczyć stężenie masowe 5-molowego roztworu kwasu siarkowego. Wynik podać w kg/m^3 .

Rozwiązania

Dane:

$$c_m = 5 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

Szukane:

$$\rho = ? \left[\frac{\text{kg}}{\text{m}^3} \right]$$

Metoda I

Obliczamy masę molową kwasu siarkowego. Otrzymamy wynik 98 g/mol. Do wzoru (8.11) podstawiamy dane liczbowe:

$$\rho = 5 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \cdot 98 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 5 \cdot 98 \frac{10^{-3} \text{ kg}}{10^{-3} \text{ m}^3} = 490 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$$

Odpowiedź: Stężenie masowe wynosi 490 kg/m^3 .

Metoda II

Obliczamy masę mola H_2SO_4 . Otrzymamy wynik 98 g. Obliczamy masę 5 moli H_2SO_4 , w kilogramach. Otrzymamy wynik 0,49 kg. Układamy proporcję:

$$\begin{array}{l} \text{Jeżeli } 0,49 \text{ kg kwasu znajduje się w } 1 \text{ dm}^3 \\ \text{to } x \text{ kwasu znajduje się w } 1000 \text{ dm}^3 \end{array}$$

$$x = \frac{0,49 \text{ kg} \cdot 1000 \text{ dm}^3}{1 \text{ dm}^3} = 490 \text{ kg}$$

Odpowiedź: Stężenie masowe wynosi 490 kg/m^3 .

8.62. Obliczyć stężenie molowe 96-procentowego kwasu H_2SO_4 o gęstości $1,84 \text{ g/cm}^3$.

8.63. Obliczyć stężenie molowe H_2O_2 w 30-procentowym perhydrolu o gęstości $1,11 \text{ g/cm}^3$.

8.64. Obliczyć stężenie procentowe 5,5-molowego roztworu kwasu HNO_3 o gęstości $1,18 \text{ g/cm}^3$.

8.65. Obliczyć stężenie procentowe H_2O_2 w 11,6-molowym perhydrolu o gęstości $1,13 \text{ g/cm}^3$.

8.66. Ile moli H_2SO_4 znajduje się w 150 cm^3 25-procentowego roztworu o gęstości $1,2 \text{ g/cm}^3$?

8.67. Ile gramów NaH_2PO_4 znajduje się w 150 g 0,89-molowego roztworu o gęstości $1,07 \text{ g/cm}^3$?

8.68. Obliczyć stężenie procentowe roztworu H_2SO_4 o stężeniu masowym $1,77 \text{ g/cm}^3$ i gęstości $1,84 \text{ g/cm}^3$.

8.69. Obliczyć stężenie procentowe wodnego roztworu o stężeniu masowym 60 mg/dL . Gęstość roztworu przyjąć za równą gęstości rozpuszczalnika. Wynik podać również w częściach na milion.

8.70. Obliczyć stężenie masowe 40-procentowego roztworu kwasu HNO_3 o gęstości $1,25 \text{ g/cm}^3$. Wynik podać w g/L .

8.71. Obliczyć stężenie masowe 0,002-procentowego alkoholowego roztworu jodu. Gęstość roztworu przyjąć za równą gęstości rozpuszczalnika. Gęstość alkoholu etylowego wynosi $0,79 \text{ g/cm}^3$. Wynik podać w $\mu\text{g/cm}^3$.

8.72. Obliczyć stężenie molowe kwasu HNO_3 w roztworze o stężeniu masowym 315 kg/m^3 .

8.73. Obliczyć stężenie molowe wodorotlenku sodu w roztworze o stężeniu masowym $10 \mu\text{g/dL}$. Wynik podać w mmol/L .

8.74. Obliczyć stężenie masowe 0,5-molowego roztworu CuSO_4 . Wynik podać w g/dL .

8.75. Obliczyć stężenie masowe 10-molowego roztworu kwasu H_3PO_4 . Wynik podać w kg/dm^3 .

**** 8.76.** Jednym z rodzajów stężeń, nieprezentowanych w tym *Zbiorze*, jest stężenie molalne c_a zdefiniowane równaniem:

$$c_a = \frac{n}{m_a} \quad [\text{MNOŻNIK} \equiv \text{WYMIAR}]$$

gdzie: n – liczność materii (liczba moli)

m_a – masa rozpuszczalnika

[MNOŻNIK] – stosunek jednostki liczności materii do jednostki masy, najczęściej mol/kg.

Wyprowadzić wzory przeliczeniowe: a) $c_a(c_p)$, b) $c_p(c_a)$, c) $c_a(c_m)$, d) $c_m(c_a)$.

8.77. Który roztwór ma większe stężenie procentowe: 2,33-molowy H_2SO_4 ($d = 1,14 \text{ g/cm}^3$), czy 2,33-molowy HNO_3 ($d = 1,08 \text{ g/cm}^3$)?

8.78. Który roztwór ma większe stężenie molowe: 40-procentowy NaOH ($d = 1,43 \text{ g/cm}^3$), czy 40-procentowy KOH ($d = 1,4 \text{ g/cm}^3$)?

*** 8.79.** Korzystając z tablicy gęstości ustalić, który roztwór jest bardziej stężony: 5-procentowy HCl , czy 1-molowy HCl .

*** 8.80.** Korzystając z tablicy gęstości ustalić, który roztwór jest bardziej stężony:

a) H_2SO_4 o gęstości $1,1 \text{ g/cm}^3$, czy H_2SO_4 o gęstości $1,2 \text{ g/cm}^3$,

b) NH_3 o gęstości $0,95 \text{ g/cm}^3$, czy NH_3 o gęstości $0,85 \text{ g/cm}^3$.

*** 8.81.** Obliczyć stężenie procentowe i molowe kwasu solnego otrzymanego po rozpuszczeniu $67,5 \text{ dm}^3$ chlorowodoru, odmierzzonego w warunkach normalnych, w 440 g wody, jeżeli gęstość otrzymanego roztworu wynosi $1,1 \text{ g/cm}^3$.

*** 8.82.** Przy pewnym stężeniu gęstość p -procentowego roztworu H_2SO_4 jest taka sama, jak gęstość p -procentowego roztworu HNO_3 . Czy ich stężenia molowe są równe?

*** 8.83.** Obliczyć masę cząsteczkową substancji rozpuszczonej, jeśli wiadomo, że 30-procentowy roztwór jest roztworem 3,74-molowym o gęstości $1,28 \text{ g/cm}^3$.

*** 8.84.** Obliczyć gęstość 18-procentowego roztworu NH_4Cl , jeśli wiadomo, że roztwór ten jest 3,54-molowy.

- **8.85.** Ustalić wzór sumaryczny związku zawierającego 30,7% manganu, 15,7% azotu oraz tlen, jeśli wiadomo, że 20-procentowy roztwór wodny tego związku ma gęstość $1,17 \text{ g/cm}^3$ i jest roztworem 1,3-molowym.

8.5. Rozpuszczalność

Przykład 8.13

50 g nasyconego w temperaturze 283 K wodnego roztworu NaNO_3 odparowano do sucha i otrzymano 22,3 g soli. Obliczyć jego rozpuszczalność w wodzie w temperaturze 283 K.

Analiza problemu

Rozpuszczalność jest to stężenie roztworu nasyconego. Sposób określenia tego stężenia jest kwestią umowną. Niestety, nie ma umowy międzynarodowej regulującej jednostkę rozpuszczalności. Najczęściej rozpuszczalność określa się liczbą gramów substancji rozpuszczonej, zawartą w 100 g rozpuszczalnika. Tak zdefiniowana rozpuszczalność jest nazywana rozpuszczalnością masową (symbol małe s) lub – prościej – rozpuszczalnością. Definicja ta jest powszechnie przyjęta w Polsce i na jej podstawie jest obliczana rozpuszczalność podawana w zadaniach niniejszego zbioru. Nie należy jej mylić z używaną rzadziej rozpuszczalnością molową (symbol duże S) - patrz p. 9.10.

Przy rozwiązywaniu zadań należy zwrócić szczególną uwagę na fakt, że rozpuszczalność jest odniesiona do ilości rozpuszczalnika, a nie do ilości roztworu, jak stężenia molowe i procentowe.

Rozpuszczalność większości ciał stałych i cieczy wzrasta ze wzrostem temperatury, a rozpuszczalność gazów maleje. Zmiany te na ogół nie są proporcjonalne (patrz wykres na s. 178), nie można więc obliczać rozpuszczalności w temperaturze t_2 , znając rozpuszczalność w temperaturze t_1 , z równań typu $\frac{s_1}{t_1} = \frac{s_2}{t_2}$ (s – rozpuszczalność), lecz należy odczytać rozpuszczalność z wykresu (np. na s. 178) lub ze specjalnych tablic.

Rozwiązanie

Jeżeli z 50 g roztworu otrzymano 22,3 g soli, to znaczy, że odparowano 27,7 g wody. W nasyconym roztworze stosunek masy substancji rozpuszczonej do masy rozpuszczalnika jest wielkością stałą.

Obliczenia:

Sposób I (z równania)

$$\frac{22,3 \text{ g}}{22,7 \text{ g}} = \frac{x}{100 \text{ g}}$$

$$x = 80,5 \text{ g}$$

Sposób II (z proporcji)

Jeżeli 22,3 g soli nasyci 27,7 g wody
to x soli nasyci 100 g wody

$$x = \frac{22,3 \text{ g} \cdot 100 \text{ g}}{27,7 \text{ g}} = 80,5 \text{ g}$$

Odpowiedź: Rozpuszczalność NaNO_3 w wodzie w temperaturze 283 K wynosi 80,5 g.

Przykład 8.14

Obliczyć rozpuszczalność substancji, jeżeli stężenie jej nasyconego roztworu wynosi 25%.

Rozwiązanie

100 g 25-procentowego roztworu zawiera 25 g substancji i 75 g rozpuszczalnika. W roztworze nasyconym stosunek masy substancji do masy rozpuszczalnika jest wielkością stałą.

Obliczenia:

Sposób I (z równania)

$$\frac{25 \text{ g}}{75 \text{ g}} = \frac{x}{100 \text{ g}}$$
$$x = 33,3 \text{ g}$$

Sposób II (z proporcji)

Jeżeli 25 g substancji nasycza 75 g rozpuszczalnika
to x substancji nasycza 100 g rozpuszczalnika

$$x = \frac{25 \text{ g} \cdot 100 \text{ g}}{75 \text{ g}} = 33,3 \text{ g}$$

Odpowiedź: Rozpuszczalność substancji wynosi 33,3 g.

8.86. Wybrać najlepszą definicję roztworu nasyconego.

Roztwór nasycony to roztwór:

- 1) który zawiera tyle substancji rozpuszczonej, ile może zawierać w danej temperaturze,
- 2) który znajduje się w równowadze z fazą stałą substancji rozpuszczonej,
- 3) którego stężenie nie ulegnie zmianie po wprowadzeniu fazy stałej substancji rozpuszczonej.

* **8.87.** W trzech nieoznakowanych zlewkach znajdują się wodne roztwory pewnej substancji: nienasycony, nasycony i przesycony. Jak za pomocą dwóch kryształków tej substancji można zidentyfikować roztwory?

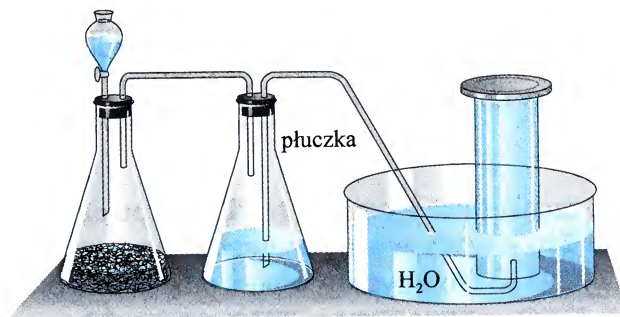
8.88. Podać dwa sposoby, za pomocą których można otrzymać roztwór nienasycony z roztworu nasyconego o temperaturze 283 K, jeżeli rozpuszczalność substancji rozpuszczonej rośnie ze wzrostem temperatury.

8.89. Podać trzy sposoby otrzymywania roztworu nasyconego z roztworu nienasyconego, przy założeniu, że rozpuszczalność substancji rozpuszczonej rośnie ze wzrostem temperatury.

8.90. Butla szklana z wodą sodową przechowywana latem w miejscu silnie nasłonecznionym może pęknąć. Jak wyjaśnić to zjawisko?

8.91. Dlaczego ryby giną w ciepłej wodzie?

8.92. W celu otrzymania pewnego gazu nierozpuszczalnego w wodzie uczniowie zestawili aparaturę przedstawioną na rysunku, popełniając dwa istotne błędy. Jakie błędy popełnili uczniowie?



8.93. Czy w miarę obniżania temperatury roztworu zmienia się: 1) stężenie procentowe, 2) stężenie molowe, 3) rozpuszczalność, 4) masa, 5) ciężar, 6) objętość, 7) gęstość?

8.94. Po odparowaniu do sucha 50 g wodnego roztworu NaCl, nasyconego w temperaturze 283 K, otrzymano 13,2 g soli. Obliczyć jej rozpuszczalność w temperaturze 283 K.

8.95. Po odparowaniu do sucha 40 cm³ nasyconego w temperaturze 293 K roztworu o gęstości 1,12 g/cm³ otrzymano 6,8 g substancji. Obliczyć rozpuszczalność tej substancji w temperaturze 293 K.

8.96. Rozpuszczalność KI w temperaturze 293 K wynosi 145 g. Ile gramów tej soli można rozpuścić w 0,5 dm³ wody o temperaturze 293 K?

8.97. Ile gramów substancji rozpuszczonej znajduje się w 220 g nasyconego roztworu, jeżeli jej rozpuszczalność w tej temperaturze wynosi 40 g?

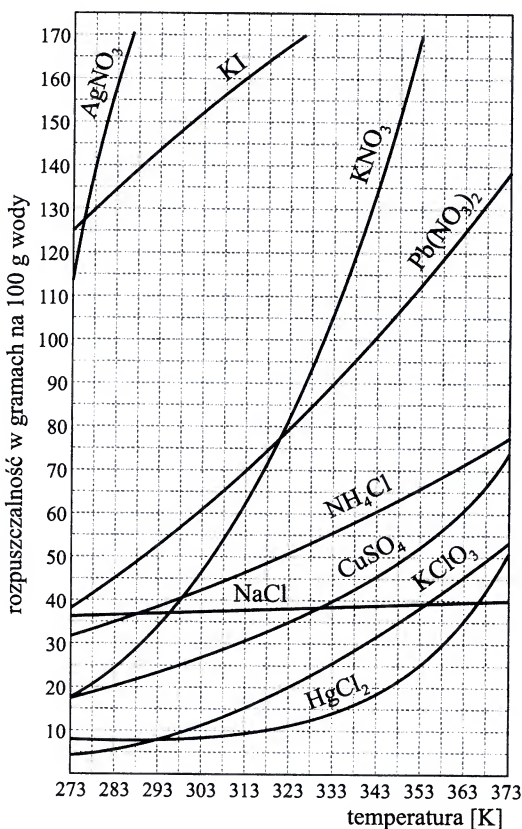
8.98. Ile wody zawiera 0,5 kg nasyconego roztworu pewnej substancji, jeżeli jej rozpuszczalność w tej temperaturze wynosi 105 g?

8.99. Rozpuszczalność można określić liczbą moli substancji, która nasycza 1 dm³ rozpuszczalnika. Korzystając z wykresu na rysunku obliczyć, ile wynosi zdefiniowana w ten sposób rozpuszczalność chlorku sodu w wodzie, w temperaturze 293 K.

***8.100.** Korzystając z wykresu na rysunku sprawdzić, czy roztwór o temperaturze 298 K, otrzymany przez rozpuszczanie 26 g siarczanu CuSO₄ w 130 g wody, jest roztworem nasyconym.

****8.101.** Korzystając z wykresu na rysunku obliczyć, ile gramów chlorku amonu można dodatkowo rozpuścić w 250 g nasyconego w temperaturze 293 K roztworu NH₄Cl, jeżeli podwyższymy temperaturę do 323 K.

****8.102.** Korzystając z wykresu na rysunku obliczyć, ile gramów KNO₃ wykrystalizuje, jeżeli 500 g nasyconego w temperaturze 333 K roztworu ochłodzimy do 293 K.



****8.103.** W celu oczyszczenia saletry potasowej (KNO₃) przez krystalizację, rozpuszczono 300 g saletry w 200 g wody w temperaturze wrzenia, a następnie ochłodzono roztwór do temperatury 283 K. Obliczyć wydajność procentową procesu oczyszczania, jeżeli rozpuszczalność KNO₃ w temperaturze 283 K wynosi 22 g.

- 8.104.** Obliczyć rozpuszczalność substancji, jeżeli stężenie jej nasyconego roztworu wynosi 10%.
- ** 8.105.** Korzystając z wykresu na poprzedniej stronie obliczyć, w jakiej temperaturze 20-procentowy roztwór siarczanu CuSO_4 będzie roztworem nasyconym.
- 8.106.** Obliczyć stężenie procentowe nasyconego roztworu pewnej substancji, jeżeli jej rozpuszczalność wynosi 20 g.
- * 8.107.** Obliczyć rozpuszczalność KI, jeżeli nasycony w temperaturze 293 K roztwór ma stężenie 6 mol/dm^3 , a jego gęstość wynosi $1,68 \text{ g/cm}^3$.
- * 8.108.** Obliczyć stężenie molowe nasyconego roztworu KNO_3 o gęstości $1,16 \text{ g/cm}^3$, jeżeli rozpuszczalność tej soli wynosi 32 g.
- 8.109.** Rozpuszczalność AgI w temperaturze 298 K wynosi $3,4 \cdot 10^{-7} \text{ g}$. Obliczyć, ile jonów srebra zawiera 1 mm^3 jego nasyconego roztworu.
- * 8.110.** Wodę nasycono powietrzem w temperaturze 273 K. Rozpuszczone gazy usunięto z wody przez ogrzanie do temperatury wrzenia. Otrzymano mieszaninę gazów o składzie objętościowym: 62,6% azotu, 34,9% tlenu i 2,5% ditlenku węgla. Dlaczego otrzymana mieszanina ma skład inny niż powietrze?
- ** 8.111.** W pewnej temperaturze rozpuszczalność dwóch substancji A i B jest jednakowa. Czy jednakowe są też ich stężenia: a) procentowe, b) molowe?
- ** 8.112.** W danej temperaturze rozpuszczalność substancji A wynosi 10 g, a rozpuszczalność substancji B – 150 g. Udowodnić, że stężenie molowe nasyconego roztworu substancji A może być większe od stężenia molowego nasyconego roztworu substancji B. Jaki warunek musi być wtedy spełniony?

8.6. Rozpuszczanie hydratów

Przykład 8.15

Obliczyć stężenie procentowe siarczanu Na_2SO_4 w roztworze otrzymanym po rozpuszczeniu 100 g soli glauberskiej ($\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O}$) w 200 g wody destylowanej.

Analiza problemu

Stężenie roztworu soli tworzącej hydrat oblicza się jako stężenie soli niewodnionej. Obliczając masę substancji rozpuszczonej, należy pominąć masę wody hydratacyjnej.

Rozwiązanie

Masa 1 mola $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O}$ wynosi $(142 + 10 \cdot 18) \text{ g} = 322 \text{ g}$. Obliczamy, ile gramów Na_2SO_4 znajduje się w 100 g $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O}$:

Sposób I (z równania)

$$\frac{142 \text{ g}}{322 \text{ g}} = \frac{x}{100 \text{ g}}$$

$$x = 44,2 \text{ g}$$

Sposób II (z proporcji)

Jeżeli 142 g soli znajduje się w 322 g hydratu
to x soli znajduje się w 100 g hydratu

$$x = \frac{142 \text{ g} \cdot 100 \text{ g}}{322 \text{ g}} = 44,2 \text{ g}$$

cd.

Masa substancji rozpuszczonej wynosi więc 44,2 g, a masa roztworu jest sumą masy rozpuszczalnika (200 g wody) i masy substancji rozpuszczonej wraz z wodą hydratacyjną (100 g). Stężenie procentowe roztworu obliczamy wybranym sposobem. Otrzymamy wynik 14,7%.

Odpowiedź: Stężenie roztworu wynosi 14,7%.

8.113. Obliczyć stężenie procentowe azotanu $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ w roztworze otrzymanym po rozpuszczeniu 20 g $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4 \text{H}_2\text{O}$ w 130 g wody.

***8.114.** Ile gramów pięciowodnego siarczanu CuSO_4 należy rozpuścić w 150 g wody, aby otrzymać 5-procentowy roztwór CuSO_4 ?

***8.115.** Ile gramów osiemnastowodnego siarczanu $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ użyto do sporządzenia 250 g roztworu $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ o stężeniu 5%?

8.116. Rozpuszczalność sześciowodnego azotanu $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ w temperaturze 293 K wynosi 83,5 g. Obliczyć stężenie procentowe $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ w nasyconym roztworze.

***8.117.** Obliczyć rozpuszczalność hydratu $\text{MnSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$ w wodzie, w temperaturze 286 K, jeśli wiadomo, że nasycony w tej temperaturze roztwór zawiera 29,5% MnSO_4 .

***8.118.** W jakiej objętości wody należy rozpuścić 10 g hydratu $\text{Na}_2\text{SiO}_3 \cdot 9 \text{H}_2\text{O}$, aby otrzymać 5-procentowy roztwór Na_2SiO_3 ?

***8.119.** Ile wody zawiera roztwór otrzymany po rozpuszczeniu 200 g $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ w 1 dm³ wody?

8.120. Ile gramów $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9 \text{H}_2\text{O}$ i ile gramów wody potrzeba do sporządzenia 1 kg 0,3-procentowego roztworu $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$?

***8.121.** Czy stężenie molowe roztworu soli uwodnionych jest takie samo, jak stężenie molowe tego roztworu obliczone dla soli nieuwodnionych?

****8.122.** Ile gramów $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot n \text{H}_2\text{O}$ należy rozpuścić w wodzie w celu otrzymania m gramów p -procentowego roztworu Na_2CO_3 ?

****8.123.** Ile gramów $\text{K}_2\text{CO}_3 \cdot 1,5 \text{H}_2\text{O}$, zawierającego z % zanieczyszczeń, potrzeba do sporządzenia k cm³ p -procentowego roztworu K_2CO_3 o gęstości d g/cm³?

8.7. Mieszanie roztworów

Przykład 8.16

W jakim stosunku masowym należy zmieszać 96-procentowy H_2SO_4 z 15-procentowym H_2SO_4 , aby otrzymać roztwór o stężeniu 50%?

Analiza problemu

Podczas rozcieńczania roztworu rozpuszczalnikiem lub podczas mieszania dwóch roztworów tej samej substancji, lecz o różnych stężeniach, otrzymujemy nowy roztwór, w którym ilość substancji rozpuszczonej pozostanie niezmienną (jest sumą ilości substancji w roztworach użytych do mieszania), natomiast stężenie nowego roztworu jest odwrotnie proporcjonalne do jego objętości.

Po zmieszaniu m_1 gramów roztworu o stężeniu procentowym c_{p1} z m_2 gramami roztworu o stężeniu procentowym c_{p2} otrzymamy $(m_1 + m_2)$ gramów nowego roztworu o stężeniu procentowym c_{px} . Jeżeli $c_{p1} > c_{p2}$, to $c_{p1} > c_{px} > c_{p2}$. Równanie matematyczne wiążące ze sobą masy i stężenia trzech rozpatrywanych roztworów otrzymamy, korzystając z dwóch zależności:

- 1) zawartość substancji w roztworze o stężeniu procentowym c_p jest określona stosunkiem $\frac{m_r \cdot c_p}{100\%}$ (m_r – masa roztworu);
- 2) suma zawartości substancji w roztworach wyjściowych $\frac{m_1 c_{p1}}{100\%} + \frac{m_2 c_{p2}}{100\%}$ jest równa zawartości substancji w roztworze końcowym $(m_1 + m_2) \frac{c_{px}}{100\%}$, stąd:

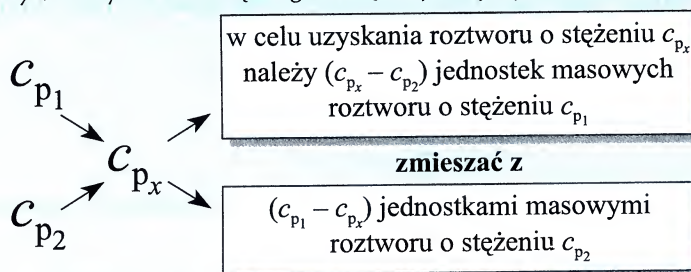
$$\frac{m_1 \cdot c_{p1}}{100\%} + \frac{m_2 \cdot c_{p2}}{100\%} = (m_1 + m_2) \frac{c_{px}}{100\%}$$

Równanie to stanowi podstawę obliczeń związanych z mieszaniem roztworów o różnych stężeniach procentowych. Po wyznaczeniu stosunku $m_1 : m_2$ otrzymamy

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{c_{px} - c_{p2}}{c_{p1} - c_{px}}$$

Jest to tzw. **reguła mieszania: masa roztworu wyjściowego (użytego do mieszania) jest odwrotnie proporcjonalna do różnicy stężeń roztworu wyjściowego i końcowego.**

W praktyce laboratoryjnej zachodzi często potrzeba sporządzenia roztworu o określonym stężeniu (c_{px}) przez zmieszanie dwóch roztworów o znanych stężeniach c_{p1} i c_{p2} lub przez rozcieńczenie roztworu o stężeniu c_{p1} rozpuszczalnikiem, który jest „roztworem 0-procentowym” ($c_{p2} = 0$). Chcąc otrzymać odpowiedni roztwór, należy najpierw obliczyć stosunek masowy ($m_1 : m_2$), w jakim należy mieszać roztwory, którymi dysponujemy. Problem sprowadza się do rozwiązania równania ilustrującego regułę mieszania. W praktyce wykorzystuje się często tzw. **schemat krzyżowy** (zwany też metodą diagonalną), wynikający z reguły mieszania:



Rozwiązanie

Korzystamy ze schematu krzyżowego. Po lewej stronie wypisujemy stężenia roztworów wyjściowych, w środku żądane stężenie, a po prawej stronie różnicę stężeń, przy czym należy zawsze odejmować od większej wartości stężenia wartość mniejszą. Otrzymane różnice są liczbami określającymi stosunek masowy roztworów, które należy mieszać:

$$\begin{array}{ccc} 96\% & & 50 - 15 = 35 \\ & \searrow \nearrow & \\ & 50\% & \\ & \nearrow \searrow & \\ 15\% & & 96 - 50 = 46 \end{array}$$

Odpowiedź: Należy mieszać 35 jednostek masowych kwasu 96-procentowego z 46 jednostkami masowymi kwasu 15-procentowego.

Uwagi:

- 1) Uzyskany wynik określa stosunek masowy mieszanych roztworów, ale nie narzuca nam bezwzględnej ilości roztworu końcowego. Chcąc otrzymać, np. 1 kg (1000 g) roztworu 50-pro-

centowego, należy mieszać wyjściowe roztwory w stosunku 35 : 46. Jeżeli przez x oznaczymy masę kwasu 96-procentowego, to układamy równanie:

$$\frac{35 \text{ g}}{46 \text{ g}} = \frac{x}{1000 \text{ g} - x} \quad \text{stąd} \quad \begin{array}{l} x = 432 \text{ g} \\ 1000 - x = 568 \text{ g} \end{array}$$

Należy zatem wlać 432 g kwasu 96-procentowego do 568 g kwasu 15-procentowego. Odwrotnie wlewać nie wolno; zawsze roztwór bardziej stężony (o większej gęstości) wlewamy do roztworu mniej stężonego (o mniejszej gęstości). Zapewnia to szybkie i równomierne mieszanie się cieczy. Postępując odwrotnie, możemy doprowadzić do wypryśnięcia cieczy z naczynia.

- 2) W szkolnej praktyce laboratoryjnej nie należy bezpośrednio korzystać ze stosunku masowego, ponieważ ważenie stężonego kwasu jest czynnością niebezpieczną (oparzenia) i – bez specjalnych szczelnych naczyń – niedozwoloną (korozja wagi). Korzystając z gęstości roztworów podawanych w tablicach (na przykład na końcu „Zbioru...”), należy obliczyć objętości potrzebnych roztworów ($V = m/d$) i odmierzyć je za pomocą cylindrów miarowych (pracujemy pod wyciągiem).

Przykład 8.17

W jakim stosunku objętościowym należy mieszać 4-molowy roztwór kwasu H_2SO_4 z 7-molowym roztworem tego kwasu, aby otrzymać roztwór 5-molowy?

Analiza problemu

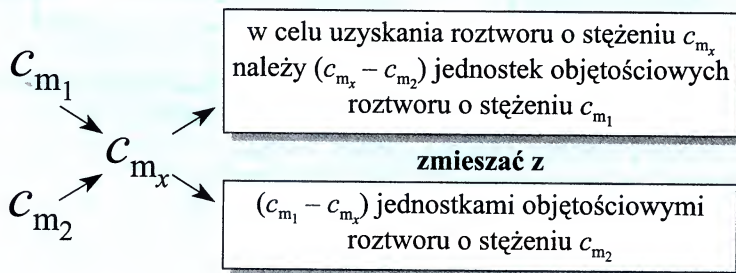
Wyprowadzony w poprzednim przykładzie schemat krzyżowy można również wykorzystać do obliczenia stężeń mieszanin uzyskanych z roztworów o znanych stężeniach molowych. Interpretacja schematu jest jednak inna. Jeżeli mieszamy $V_1 \text{ dm}^3$ roztworu o stężeniu molowym c_{m1} z $V_2 \text{ dm}^3$ roztworu o stężeniu molowym c_{m2} , to otrzymamy $(V_1 + V_2) \text{ dm}^3$ roztworu* o stężeniu c_{mx} . Zawartość substancji w roztworze o stężeniu molowym c_m jest określona iloczynem $V \cdot c_m$ (V – objętość roztworu). Suma zawartości substancji w roztworach wyjściowych jest równa zawartości substancji w roztworze końcowym:

$$V_1 c_{m1} + V_2 c_{m2} = (V_1 + V_2) c_{mx}$$

Stąd:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{c_{mx} - c_{m2}}{c_{m1} - c_{mx}}$$

Jest to reguła mieszania roztworów o podanych stężeniach molowych. Interpretacja jej schematu krzyżowego jest następująca:



* W rzeczywistości objętość mieszaniny roztworów jest nieco mniejsza od sumy objętości składników na skutek zmniejszenia objętości („kurczenie się”) roztworu, czyli tzw. kontrakcji. Przy mieszaniu roztworów wodnych o niewielkiej różnicy stężeń, kontrakcja praktycznie nie występuje. Przy mieszaniu roztworów o dużym stężeniu z czystym rozpuszczalnikiem, kontrakcja nie przekracza kilku procent. Na przykład po zmieszaniu 480 cm^3 wody z 20 cm^3 96-procentowego H_2SO_4 ($d = 1,84 \text{ g/cm}^3$) nie otrzymamy $480 + 20 = 500 \text{ cm}^3$, lecz 495 cm^3 roztworu (zmniejszenie objętości o 1%). Wyprowadzona wyżej reguła mieszania roztworów o stężeniach molowych może być stosowana w typowych obliczeniach laboratoryjnych. W celu uzyskania dokładnego wyniku należy stężenia przeliczyć na procentowe i stosować regułę mieszania roztworów o stężeniach procentowych.

Posługując się w obliczeniach regułą mieszania, należy pamiętać, że ilości roztworów wyraża się w jednostkach masy, gdy ich stężenia są podane w procentach, natomiast w jednostkach objętościowych dla roztworów o stężeniach molowych. Jeżeli miesza się roztwory, których stężenia wyrażone są w różnych jednostkach, należy najpierw stężenia przeliczyć na te same jednostki.

Rozwiązanie

Układamy schemat krzyżowy:

$$\begin{array}{ccc}
 7 & & 5 - 4 = 1 \\
 \searrow & & \nearrow \\
 & 5 & \\
 \nearrow & & \searrow \\
 4 & & 7 - 5 = 2
 \end{array}$$

Odpowiedź: Roztwór 7-molowy należy mieszać z roztworem 4-molowym w stosunku 1 : 2.

8.124. W jakim stosunku masowym należy mieszać 80-procentowy kwas H_2SO_4 z jego 20-procentowym roztworem, aby otrzymać roztwór 30-procentowy?

8.125. W jakim stosunku objętościowym należy mieszać 80-procentowy kwas H_2SO_4 ($d = 1,73 \text{ g/cm}^3$) z jego 20-procentowym roztworem ($d = 1,14 \text{ g/cm}^3$), aby otrzymać roztwór 30-procentowy?

8.126. W jakim stosunku objętościowym należy mieszać roztwór 5-molowy z roztworem 1-molowym, aby otrzymać roztwór 2-molowy?

* **8.127.** W jakim stosunku masowym należy mieszać roztwory wodorotlenku sodu: 5-molowy ($d = 1,18 \text{ g/cm}^3$) i 1-molowy ($d = 1,04 \text{ g/cm}^3$), aby otrzymać roztwór 2,5-molowy?

** **8.128.** W jakim stosunku masowym należy mieszać 36-procentowy kwas solny z roztworem 2,88-molowym ($d = 1,05 \text{ g/cm}^3$), aby otrzymać roztwór 15-procentowy?

* **8.129.** W jakim stosunku objętościowym należy mieszać 69,2-procentowy kwas HNO_3 ($d = 1,41 \text{ g/cm}^3$) z jego roztworem 2,5-molowym, aby otrzymać roztwór ok. 10,5-molowy?

8.130. Zmieszano 15 cm^3 3-molowego roztworu z 25 cm^3 1,4-molowego roztworu. Obliczyć stężenie molowe otrzymanego roztworu.

* **8.131.** Zmieszano $V_1 \text{ cm}^3$ c_1 -molowego roztworu z $V_2 \text{ cm}^3$ c_2 -molowego roztworu. Obliczyć stężenie molowe c_x otrzymanego roztworu.

8.132. Zmieszano 10 g 10-procentowego roztworu z 20 g 2,5-procentowego roztworu. Obliczyć stężenie procentowe otrzymanego roztworu.

* **8.133.** Zmieszano m_1 gramów p_1 -procentowego roztworu z m_2 gramami p_2 -procentowego roztworu. Obliczyć stężenie procentowe p_x otrzymanego roztworu.

8.134. 1) Wyprowadzić, w postaci równania, regułę mieszania roztworów o znanych stężeniach masowych (pominąć kontrakcję), 2) zapisać tę regułę w postaci schematu krzyżowego, 3) określić zasady obliczeń, wymagające uwzględnienia kontrakcji.

8.135. Obliczyć, w jakim stosunku objętościowym należy mieszać roztwór o stężeniu 12 g/L z roztworem o stężeniu 3 g/L , aby otrzymać roztwór o stężeniu 4 g/L .

Wskazówka: patrz zadanie 8.134.

- 8.136.** Obliczyć stężenie masowe roztworu, otrzymanego po zmieszaniu 250 cm^3 roztworu o stężeniu 8 g/dL z 500 cm^3 roztworu o stężeniu 14 g/dL .
- 8.137.** Ile litrów roztworu o stężeniu 10 kg/m^3 należy dodać do 200 L roztworu o stężeniu 2 kg/m^3 , aby otrzymać roztwór o stężeniu 6 kg/m^3 ?
- ***8.138.** Ile gramów 45-procentowego roztworu kwasu HNO_3 należy dodać do 120 g 20-procentowego roztworu tego kwasu, aby otrzymać roztwór 30-procentowy?
- ***8.139.** Jaką objętość 6-molowego roztworu NaOH należy dodać do 280 cm^3 1-molowego roztworu, aby otrzymać roztwór ok. 2-molowy?
- ***8.140.** Zmieszano trzy roztwory: 100 g roztworu 70-procentowego, 300 g roztworu 30-procentowego i 2400 g roztworu 5-procentowego. Obliczyć stężenie otrzymanego roztworu.
- ***8.141.** Zmieszano dwa roztwory: 200 cm^3 0,5-molowego roztworu oraz 400 cm^3 1-molowego roztworu. Obliczyć stężenie molowe otrzymanego roztworu.
- ****8.142.** Woda królewska jest mieszaniną stężonych kwasów HCl i HNO_3 , najczęściej w stosunku 3 mole HCl na 1 mol HNO_3 . Mieszanina ta wykazuje bardzo silne właściwości utleniające i reaguje nawet ze złotem, zwanym dawniej królem metali – stąd nazwa – woda królewska. Obliczyć, w jakim stosunku: a) masowym, b) objętościowym należy mieszać 36,5-procentowy HCl ($d = 1,18 \text{ g/cm}^3$) z 63-procentowym HNO_3 ($d = 1,39 \text{ g/cm}^3$), aby otrzymać wodę królewską o podanym wyżej składzie.

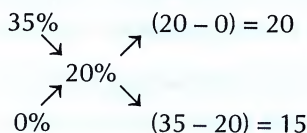
8.8. Rozcieńczanie roztworów

Przykład 8.18

Ile gramów wody i ile gramów 35-procentowego roztworu należy zmieszać, aby otrzymać 450 g roztworu 20-procentowego?

Rozwiązanie

Korzystamy ze schematu krzyżowego (patrz przykład 8.16), uważając wodę za roztwór 0-procentowy:



Jeżeli zmieszamy 20 g roztworu 35-procentowego z 15 g wody, to otrzymamy 35 g roztworu 20-procentowego. Ilości potrzebne do otrzymania 450 g roztworu obliczamy układając równanie lub proporcję:

Sposób I (z równania)

$$\begin{aligned}
 \frac{20 \text{ g}}{35 \text{ g}} &= \frac{x}{450 \text{ g}} \\
 x &= 257 \text{ g} \\
 450 - x &= 193 \text{ g}
 \end{aligned}$$

Sposób II (z proporcji)

Jeżeli z 20 g roztworu 35% można otrzymać 35 g roztworu 20%
to z x roztworu 35% można otrzymać 450 g roztworu 20%

$$\begin{aligned}
 x &= \frac{20 \text{ g} \cdot 450 \text{ g}}{35 \text{ g}} = 257 \text{ g} \\
 450 \text{ g} - 257 \text{ g} &= 193 \text{ g}
 \end{aligned}$$

Można też ułożyć równanie oparte na ilości wody:

$$\frac{15}{35} = \frac{y}{450}, \quad \text{stąd} \quad \begin{array}{l} y = 193 \\ 450 - y = 257 \end{array}$$

bądź równanie:

$$\frac{15}{35} = \frac{x}{450 - x}, \quad \text{stąd} \quad \begin{array}{l} x = 257 \\ 450 - x = 193 \end{array}$$

kórego sens wyjaśniono w uwadze 1. pod rozwiązaniem przykładu 8.16.

Odpowiedź: 257 g roztworu 35-procentowego należy wlać do 193 g wody.

8.143. W jakim stosunku masowym należy mieszać 96-procentowy kwas H_2SO_4 z wodą, aby otrzymać roztwór 10-procentowy?

* **8.144.** W jakim stosunku objętościowym należy mieszać 96-procentowy kwas H_2SO_4 ($d = 1,84 \text{ g/cm}^3$) z wodą, aby otrzymać roztwór 10-procentowy?

8.145. W jakim stosunku objętościowym należy mieszać roztwór 36-molowy z wodą, aby otrzymać roztwór ok. 2-molowy?

* **8.146.** W jakim stosunku masowym należy mieszać 20-procentowy roztwór NaOH z wodą, aby otrzymać roztwór 2,8-molowy ($d = 1,12 \text{ g/cm}^3$)?

* **8.147.** W jakim stosunku objętościowym należy mieszać 19,7-procentowy roztwór NaOH ($d = 1,22 \text{ g/cm}^3$) z wodą, aby otrzymać roztwór ok. 2-molowy?

8.148. Obliczyć przybliżony stosunek objętościowy, w jakim należy mieszać 10-procentowy ocet z wodą, aby otrzymać ocet 6-procentowy. Ile wody należy dolać do 100 cm^3 octu 10-procentowego, aby otrzymać roztwór 6-procentowy?

8.149. Do 60 g 12-procentowego roztworu dolano 20 g wody. Obliczyć stężenie procentowe otrzymanego roztworu.

8.150. Ile gramów wody i ile gramów stężonego kwasu solnego (36%) należy mieszać, aby otrzymać 200 g 10-procentowego roztworu?

* **8.151.** Obliczyć objętości wody i stężonego kwasu solnego (36%, $d = 1,18 \text{ g/cm}^3$), jakie należy mieszać, aby otrzymać $0,5 \text{ dm}^3$ 10-procentowego roztworu ($d = 1,05 \text{ g/cm}^3$).

8.152. Obliczyć objętość wody i objętość 1-molowego kwasu H_2SO_4 , jakie należy mieszać, aby otrzymać ok. $0,5 \text{ dm}^3$ 0,25-molowego roztworu.

* **8.153.** Do jakiej objętości wody należy wlać 100 cm^3 0,5-molowego kwasu solnego, aby otrzymać roztwór 0,1-molowy?

8.154. Obliczyć stężenie masowe roztworu, otrzymanego po zmieszaniu 80 cm^3 wodnego roztworu o stężeniu 5 g/L ze 120 cm^3 wody.

8.155. Obliczyć, w jakim stosunku objętościowym należy mieszać roztwór o stężeniu 15 g/L z rozpuszczalnikiem, aby otrzymać roztwór o stężeniu 10 g/L.

Wskazówka: patrz zadanie 8.134.

- 8.156.** Ile litrów wody należy dodać do 6 L roztworu o stężeniu 2 kg/m^3 , aby otrzymać roztwór o stężeniu $0,5 \text{ kg/m}^3$?
- * **8.157.** Do jakiej objętości wody należy wlać 150 g 30-procentowego roztworu, aby otrzymać roztwór 22,5-procentowy?
- * **8.158.** Załóżmy, że w celu zdezynfekowania rany należy szybko sporządzić ok. 3-procentową wodę utlenioną, mając do dyspozycji 10 cm^3 perhydrolu ok. 30-procentowego. Wykonać orientacyjne obliczenie: do ilu cm^3 czystej wody należy wlać posiadany perhydrol, aby uzyskać potrzebną wodę utlenioną.
- * **8.159.** Z jakiej ilości 30-procentowego roztworu można otrzymać 12 g 50-procentowego roztworu po odparowaniu odpowiedniej ilości wody?
- * **8.160.** Do $0,5 \text{ dm}^3$ 0,1-molowego roztworu dolano $0,2 \text{ dm}^3$ wody. Obliczyć stężenie molowe otrzymanego roztworu.
- * **8.161.** Obliczyć stężenie molowe roztworu, otrzymanego przez rozcieńczenie 200 g 6-procentowego roztworu MgSO_4 do objętości 500 cm^3 .
- * **8.162.** Obliczyć stężenie procentowe roztworu, otrzymanego przez dodanie 120 cm^3 96-procentowego H_2SO_4 ($d = 1,84 \text{ g/cm}^3$) do 129 cm^3 wody.
- * **8.163.** 5 cm^3 70-procentowego H_2SO_4 o gęstości $1,61 \text{ g/cm}^3$ rozcieńczono do objętości 100 cm^3 . Oszacować stężenie procentowe roztworu.
- * **8.164.** Jaką objętość 0,15-molowego NaOH można otrzymać z $0,25 \text{ dm}^3$ 0,75-molowego NaOH w wyniku rozcieńczenia?
- * **8.165.** Ile gramów 20-procentowego H_2SO_4 można przyrządzić z 200 g 20-procentowym oleum?
- Wskazówka:* Oleum to roztwór SO_3 w bezwodnym H_2SO_4 . Oleum p -procentowe zawiera p procent SO_3 w stosunku do masy całego roztworu.
- * **8.166.** Opisać czynności, jakie należy wykonać, aby sporządzić ok. 100 cm^3 ok. 2-molowego kwasu solnego, dysponując stężonym kwasem solnym 36-procentowym ($d = 1,18 \text{ g/cm}^3$).
- * **8.167.** Ile wody należy dodać do 1 dm^3 roztworu, aby go rozcieńczyć 10-krotnie?
- ** **8.168.** Zmieszano 100 cm^3 stężonego H_2SO_4 (96%) ze 100 cm^3 wody. Korzystając z tablicy gęstości obliczyć objętość roztworu.

8.9. Zateżanie roztworów

Przykład 8.19

Do 60 g 15-procentowego roztworu pewnej substancji dodano 10 g tej substancji. Oblicz stężenie procentowe otrzymanego roztworu.

Rozwiązanie

W zadaniach dotyczących zmian stężenia roztworu, symbole wielkości dotyczących obu roztworów: pierwotnego i końcowego, należy uzupełnić dodatkowymi indeksami, np. indeksem 1 dla roztworu pierwotnego i indeksem 2 dla roztworu końcowego.

Dane: $m_{r1} = 60$ g
 $c_{p1} = 15\%$
 $m = 10$ g

Szukane: $c_{p2} = ?$

Obliczamy, ile substancji (m_{s1}) zawierał pierwotny roztwór:

Sposób I (z równania)

$$c_{p1} = \frac{m_{s1}}{m_{r2}} \cdot 100\%$$
$$m_{s1} = \frac{c_{p1} \cdot m_{r1}}{100\%} = \frac{15\% \cdot 60 \text{ g}}{100\%}$$
$$m_{s1} = 9 \text{ g}$$

Sposób II (z proporcji)

$$\begin{array}{l} 60 \text{ g stanowi } 100\% \\ x \text{ stanowi } 15\% \\ \hline x = 9 \text{ g} \\ m_{s1} = 9 \text{ g} \end{array}$$

Masa substancji zawartej w roztworze końcowym (m_{s2}) to suma masy substancji w roztworze pierwotnym (m_{s1}) i masy substancji dodanej (m):

$$m_{s2} = m_{s1} + m = 9 \text{ g} + 10 \text{ g} = 19 \text{ g}, \quad m_{r2} = m_{r1} + m = 60 \text{ g} + 10 \text{ g} = 70 \text{ g}$$

Stężenie c_{p2} obliczamy wybranym sposobem:

Sposób I (z równania)

$$c_{p2} = \frac{m_{s2}}{m_{r2}} \cdot 100\% = \frac{19 \text{ g}}{70 \text{ g}} \cdot 100\% = 27,1\%$$

Sposób II (z proporcji)

$$\begin{array}{l} 70 \text{ g stanowi } 100\% \\ 19 \text{ g stanowi } x \\ \hline x = \frac{19 \text{ g} \cdot 100\%}{70 \text{ g}} = 27,1\% \end{array}$$

Odpowiedź: Stężenie wynosi 27,1%.

Przykład 8.20

Ile gramów wody należy odparować ze 150 g 20-procentowego roztworu, aby otrzymać roztwór 28-procentowy?

Dane: $m_{r1} = 150$ g
 $c_{p1} = 20\%$
 $c_{p2} = 28\%$

Szukane: $m = ?$

Rozwiązanie

Wielkością wspólną dla obu roztworów jest tylko masa substancji rozpuszczonej ($m_{s1} = m_{s2} = m_s$). Wybrany sposób obliczamy, ile ona wynosi. Otrzymujemy:

$$m_s = \frac{150 \text{ g} \cdot 20\%}{100\%} = 30 \text{ g}$$

ed.

Ta ilość substancji w końcowym roztworze stanowi 28%. Obliczamy wybranym sposobem masę końcowego roztworu (m_{r2}). Otrzymujemy:

$$m_{r2} = \frac{30 \text{ g} \cdot 100\%}{28\%} = 107 \text{ g}$$

Masa wody, którą należy odparować (m), stanowi różnicę mas roztworu początkowego (m_{r1}) i końcowego (m_{r2}):

$$m = m_{r1} - m_{r2} = 150 \text{ g} - 107 \text{ g} = 43 \text{ g}$$

Odpowiedź: Należy odparować 43 g wody.

8.169. Jakie czynności należy wykonać, aby z roztworu o znanej objętości i znanym stężeniu otrzymać:

- 1) roztwór o większym stężeniu i tej samej objętości,
- 2) roztwór o większym stężeniu i mniejszej objętości?

8.170. Z 200 g 20-procentowego roztworu odparowano 100 g wody. Obliczyć stężenie otrzymanego roztworu.

8.171. Z 250 cm³ roztworu o stężeniu 50 g/L odparowano 50 cm³ wody. Obliczyć stężenie masowe otrzymanego roztworu.

* **8.172.** Ile wody należy odparować ze 150 g 20-procentowego roztworu, aby otrzymać roztwór 28-procentowy?

8.173. Ile wody należy odparować z 5 L roztworu o stężeniu 100 g/L, aby otrzymać roztwór o stężeniu 250 g/L?

* **8.174.** Ile wody należy odparować z 200 cm³ 0,1-molowego roztworu, aby otrzymać roztwór 2-molowy?

8.175. Ile gramów substancji należy dodać do 5 cm³ roztworu o stężeniu 2 g/L, aby otrzymać roztwór o stężeniu 8 g/L?

8.176. Obliczyć stężenie procentowe roztworu, otrzymanego po dodaniu 10 g substancji do 25 g roztworu 10-procentowego.

8.177. Obliczyć stężenie masowe roztworu, otrzymanego po dodaniu 10 g substancji do 250 cm³ roztworu o stężeniu 10 g/L.

8.178. Obliczyć stężenie molowe roztworu, otrzymanego po dodaniu 10 g NaOH do 0,25 dm³ roztworu o stężeniu 0,5 mol/dm³.

* **8.179.** Ile gramów chlorku sodu należy wsypać do 300 g 20-procentowego roztworu, aby otrzymać roztwór 28-procentowy?

Rozdział 9.

Chemia roztworów wodnych

9.1. Dysocjacja jonowa

9.1. Które z podanych niżej substancji ulegają w wodzie dysocjacji jonowej: HBr, CH₄, Cl₂, Ca(OH)₂, MgCl₂, CCl₄, H₃PO₄, C₂H₆, K₂SO₄?

9.2. Jakie jony znajdują się w wodnych roztworach następujących substancji: CaCl₂, FeCl₃, KBr, AgNO₃, CuSO₄, Na₂S?

* **9.3.** Narysować wzory elektronowe następujących jonów: NO₂⁻, NH₄⁺, OH⁻, CO₃²⁻, HCO₃⁻.

9.4. Ułożyć równania dysocjacji jonowej następujących substancji:

a) KCl, Na₂S, CaBr₂, MgS, FeBr₃, SnCl₄, Fe₂S₃,

b) KNO₃, Na₂CO₃, Na₃PO₄, ZnSO₄, Al₂(SO₄)₃, Pb(SO₄)₂,

c) CaCO₃, Mg₃(PO₄)₂, FePO₄, Sn(SO₄)₂, Cr₂(SO₄)₃, (NH₄)₂CO₃,

d) HBr, KOH, HNO₂, AgOH, HNO₃, HCN,

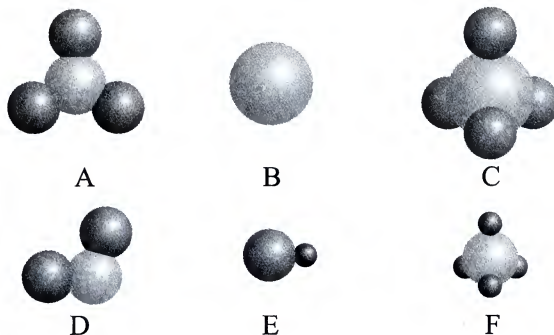
e) H₂SO₃, Fe(OH)₂, H₂SO₄, Ca(OH)₂, H₂CO₃, H₃PO₄, Fe(OH)₃,

f) HClO, HClO₄, H₂S, H₃BO₃, Al(OH)₃, H₄As₂O₇, Pt(OH)₄,

* g) NaHSO₄, K₂HPO₄, KH₂PO₄, NH₄HCO₃, Ca(H₂PO₄)₂, CaHPO₄,

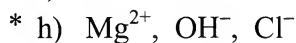
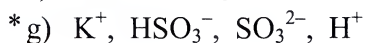
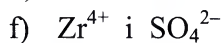
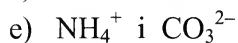
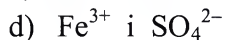
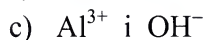
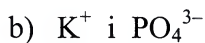
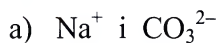
* h) Mg(OH)Cl, Ca(OH)Br, Al(OH)₂Cl, Al(OH)Cl₂, [CuOH]₂CO₃.

9.5. Na rysunku przedstawiono modele przestrzenne następujących jonów: węglanowego, dioksoazotanowego, siarczkowego, amonowego, tetraoksofosforanowego i wodorotlenkowego (OH⁻). Odszukać modele tych jonów.



9.6. Ile moli jonów sodu Na⁺ powstanie w procesie dysocjacji jonowej 10 moli:
1) Na₃PO₄, 2) Na₂HPO₄, 3) NaH₂PO₄?

9.7. Podać wzory substancji, które rozpuszczone w wodzie dysocjują na następujące jony:



* **9.8.** Jakie związki należy rozpuścić w wodzie, aby roztwór zawierał następujące jony: Na^+ , K^+ , SO_4^{2-} , Br^- ? Podać wszystkie możliwości.

* **9.9.** Jakie związki należy rozpuścić w wodzie, aby roztwór zawierał następujące jony: Mg^{2+} , K^+ , Fe^{3+} , Cl^- , SO_4^{2-} , NO_3^- ? Podać jeden zestaw odpowiednich związków.

* **9.10.** Jakie związki chemiczne powstaną po odparowaniu wody z roztworu zawierającego jony K^+ , Na^+ , Cl^- i Br^- w stosunku 1 : 1 : 1 : 1?

9.11. Dlaczego gazowy chlorowódor nie barwi lakmusu, a wodny roztwór chlorowodoru barwi lakmus na czerwono?

* **9.12.** Chlorowódor ciekły lub gazowy nie reaguje z cynkiem, żelazem, magnezem i innymi metalami, natomiast kwas solny, czyli wodny roztwór chlorowodoru, reaguje łatwo z metalami. Wyjaśnić te zjawiska. Czy roztwór chlorowodoru w benzynie będzie reagował z metalami?

* **9.13.** Jaki wspólny składnik będą zawierały roztwory otrzymane po rozpuszczeniu w wodzie: 1) SO_2 , P_2O_5 , CO_2 , HCl ; 2) K_2O , Ca , NH_3 ?

* **9.14.** Do naczyń z wodą wprowadzono następujące substancje: Na_2O , SO_2 , CH_4 , NH_3 , Ca , HCl , O_2 , CaCl_2 , H_2S . Które roztwory będą miały odczyn kwaśny, które zasadowy, a które obojętny?

9.15. Gdzie znajduje się więcej jonów: w 1 g LiF , czy w 1 g Na_2O ?

* **9.16.** Uszeregować sole: NaCl , BeF_2 i FeBr_3 w kolejności rosnącej liczby jonów w próbkach o jednakowych masach.

9.17. Obliczyć stężenie procentowe kwasu HNO_3 , w którym na jeden jon wodorowy przypada 8 cząsteczek wody.

* **9.18.** Dwuujemny jon $\text{S}_x\text{O}_y^{2-}$ zawiera 57,1% siarki. Ustalić wzór empiryczny jonu.

* **9.19.** Obliczyć stosunek liczby kationów do liczby anionów w 2-molowym roztworze $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$. Czy stosunek ten ulegnie zmianie po trzykrotnym rozcieńczeniu roztworu?

* **9.20.** W jakim stosunku masowym należy odważyć NaCl i Na_2SO_4 , aby po rozpuszczeniu w wodzie w oddzielnych naczyniach otrzymać roztwory o jednakowej zawartości jonów sodowych?

** **9.21.** Roztwór zawiera masowo: 10% NaCl , 10% NaBr , 10% KCl . Jakich jonów jest w tym roztworze najwięcej?

9.2. Stopień dysocjacji. Stężenie molowe jonów

Przykład 9.1

Obliczyć stopień dysocjacji kwasu fluorowodorowego w 0,1-molowym roztworze, jeżeli stężenie jonów H^+ wynosi $0,008 \text{ mol/dm}^3$.

Analiza problemu

Stopień dysocjacji α jest to stosunek liczby cząsteczek zdysocjowanych N_z do liczby cząsteczek wprowadzonych do roztworu N_w :

$$\alpha = \frac{N_z}{N_w}$$

Stosunek ten może być również wyrażony w procentach

$$\alpha = \frac{N_z}{N_w} \cdot 100\%$$

i wówczas informuje, jaki procent cząsteczek uległ rozpadowi na jony.

W realnych obliczeniach chemicznych nie operujemy liczbami cząsteczek, ponieważ ich bezpośredni pomiar jest niemożliwy. Wielkości N_z i N_w w powyższym wzorze można zastąpić, odpowiednio, liczbą moli cząsteczek zdysocjowanych n_z i liczbą moli cząsteczek wprowadzonych n_w . Liczba cząsteczek zawartych w n molach = $n \cdot$ liczba cząsteczek zawartych w 1 molu (N_A). Zatem:

$$N_z = n_z \cdot N_A \quad N_w = n_w \cdot N_A$$

stąd

$$\alpha = \frac{n_z \cdot N_A}{n_w \cdot N_A} \cdot 100\% = \frac{n_z}{n_w} \cdot 100\%$$

Jeżeli w 1 dm^3 roztworu rozpuścimy 1 mol elektrolitu AB, którego stopień dysocjacji wynosi na przykład 30%, to 70%, czyli 0,7 mola cząsteczek, pozostanie niezdisocjowanych, a 30%, czyli 0,3 mola, ulegnie dysocjacji i w roztworze wystąpi w formie jonów:

równanie chemiczne:



stężenia:

$$0,7 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \quad 0,3 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \quad 0,3 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

Stężenie molowe elektrolitu, czyli liczba moli wszystkich cząsteczek (zdysocjowanych i niezdisocjowanych), wynosi 1 mol/dm^3 . Stężenie molowe niezdisocjowanego elektrolitu wynosi $0,7 \text{ mol/dm}^3$. Stężenie jonów A^+ wynosi $0,3 \text{ mol/dm}^3$, jak również stężenie molowe jonów B^- wynosi $0,3 \text{ mol/dm}^3$, ponieważ z każdej dysocjującej cząsteczki powstaje 1 jon A^+ i 1 jon B^- , a z 0,3 mola dysocjujących cząsteczek powstaje 0,3 mola jonów A^+ i 0,3 mola jonów B^- .

W przypadku elektrolitów binarnych (dysocjujących na jeden kation i jeden anion) stężenie molowe kationów c_K jest równe stężeniu molowemu anionów c_A i stanowi iloczyn stężenia molowego elektrolitu (c_m) i stopnia dysocjacji (α) w postaci bezwymiarowej:

$$c_K = c_A = c_m \alpha$$

Rozwiązanie

Kwas fluorowodorowy dysocjuje według równania:



Z każdej dysocjującej cząsteczki powstaje jeden jon H^+ . Jeżeli stężenie jonów H^+ wynosi $0,008 \text{ mol/dm}^3$, to znaczy, że w każdym dm^3 roztworu 0,008 mola cząsteczek HF uległo dysocjacji. Liczba moli cząsteczek wprowadzonych do 1 dm^3 roztworu wynosi 0,1, a liczba moli cząsteczek zdysocjowanych 0,008. Stąd:

$$\alpha = \frac{n_z}{n_w} \cdot 100\% = \frac{0,008}{0,1} \cdot 100\% = 8\%$$

Odpowiedź: Stopień dysocjacji wynosi 8%.

Przykład 9.2

Obliczyć stężenie molowe jonów chlorkowych Cl^- w roztworze zawierającym 11,1 g CaCl_2 ($\alpha = 100\%$) w $0,5 \text{ dm}^3$ roztworu.

Rozwiązanie

Chlorek CaCl_2 dysocjuje w roztworze wodnym według równania:



Z jednego mola CaCl_2 powstają dwa mole jonów Cl^- (substancja dysocjuje w 100%). Stężenie molowe jonów Cl^- jest zatem dwa razy większe od stężenia molowego elektrolitu CaCl_2 . Rozwiązanie zadania sprowadza się do obliczenia stężenia molowego CaCl_2 i pomnożenia otrzymanej wartości przez 2. Stężenie molowe CaCl_2 obliczamy wybranym sposobem (patrz przykład 8.4). Otrzymamy wartość $0,2 \text{ mol/dm}^3$. Zatem stężenie molowe jonów Cl^- wyniesie $(0,2 \cdot 2) \text{ mol/dm}^3 = 0,4 \text{ mol/dm}^3$.

Odpowiedź: Stężenie molowe jonów Cl^- wynosi $0,4 \text{ mol/dm}^3$, czyli roztwór jest 0,4-molowy względem jonów Cl^- .

Przykład 9.3

Obliczyć stężenie jonów w 2-molowym roztworze elektrolitu typu A_2B_3 , którego stopień dysocjacji wynosi 100% [np. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$].

Rozwiązanie

Elektrolit A_2B_3 dysocjuje według równania:



Z dysocjacji 1 mola A_2B_3 powstają 2 mole jonów A^{3+} oraz 3 mole jonów B^{2-} (substancja dysocjuje w 100%). Stężenie molowe jonu A^{3+} jest 2 razy większe od stężenia molowego elektrolitu A_2B_3 , a stężenie molowe jonu B^{2-} jest 3 razy większe od stężenia molowego A_2B_3 .

Stąd stężenie $\text{A}^{3+} = (2 \cdot 2) \text{ mol/dm}^3 = 4 \text{ mol/dm}^3$

stężenie $\text{B}^{2-} = (2 \cdot 3) \text{ mol/dm}^3 = 6 \text{ mol/dm}^3$

Odpowiedź: Stężenie jonów A^{3+} wynosi 4 mol/dm^3 , a stężenie jonów B^{2-} wynosi 6 mol/dm^3 , czyli roztwór jest 4-molowy względem jonów A^{3+} i 6-molowy względem jonów B^{2-} .

9.22. Czy w miarę odparowywania wody z roztworu elektrolitu stopień dysocjacji: 1) rośnie, 2) maleje, 3) pozostaje stały?

9.23. Do roztworu elektrolitu dolano wody i całość ogrzano. Czy stopień dysocjacji: 1) wzrósł, 2) zmalał, 3) wzrósł lub zmalał, 4) nie uległ zmianie?

9.24. Sporządzono dwa roztwory tego samego elektrolitu i stwierdzono, że w roztworze A stopień dysocjacji wynosi 0,4%, a w roztworze B wynosi 1,3%. Który roztwór był bardziej stężony?

9.25. Roztwór zawiera 0,25 mola jonów SO_4^{2-} oraz jony potasu. Obliczyć liczbę moli jonów potasu.

* **9.26.** Czy w wodnym roztworze H_2SO_3 liczba jonów H^+ jest dwukrotnie większa od liczby jonów SO_3^{2-} ?

* **9.27.** Jakie cząsteczki i jakie jony znajdują się w wodnym roztworze H_2SO_4 ? Jakich jonów jest najwięcej? Jakich jonów zawierających siarkę jest najwięcej?

- * **9.28.** Uporządkować wszystkie jony obecne w roztworze H_3PO_4 według malejącego ich stężenia.
- 9.29.** Który roztwór zawiera największą liczbę jonów w jednostce objętości: 1) 0,1-molowy Na_2SO_4 , 2) 0,2-molowy KBr , 3) 0,15-molowy BaCl_2 (stopień dysocjacji wszystkich soli przyjmując za równy 100%)?
- 9.30.** Obliczyć stopień dysocjacji elektrolitu, wiedząc, że w 2-molowym roztworze znajduje się w postaci jonów 0,2 mola tego elektrolitu.
- 9.31.** Obliczyć stopień dysocjacji jednowodorotlenkowej zasady w roztworze o stężeniu $0,1 \text{ mol/dm}^3$, jeżeli stężenie molowe jonów OH^- wynosi $1,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$.
- 9.32.** Obliczyć stopień dysocjacji elektrolitu, wiedząc, że w roztworze znajduje się 0,2 mola cząsteczek zdysocjowanych oraz 0,8 mola cząsteczek niezdisocjowanych.
- 9.33.** Obliczyć stężenie molowe jonów potasu w 0,1-molowym roztworze siarczku potasu ($\alpha = 100\%$).
- 9.34.** Obliczyć stężenie molowe jonów w 0,5-molowych roztworach mocnych elektrolitów ($\alpha = 100\%$) typu:
a) A_2B , b) AB_2 , c) A_2B_3 , d) A_2B_5 .
- 9.35.** Ustalić wzór mocnego kwasu HEO_3 , wiedząc, że w 20-procentowym roztworze na 1 jon hydronowy przypada 14 cząsteczek wody.
- * **9.36.** W roztworze wodorotlenku wapnia, na jeden jon wodorotlenkowy przypada 100 cząsteczek wody. Obliczyć stężenie procentowe roztworu.
- 9.37.** Zmieszano równe objętości 1-molowych roztworów FeCl_2 i FeCl_3 . Obliczyć stężenie molowe jonów chlorkowych w otrzymanym roztworze przy założeniu, że stopień dysocjacji obu soli wynosi 100%.
- * **9.38.** Który roztwór zawiera więcej jonów H^+ :
1) 1 dm^3 0,1-molowego HF ($\alpha = 15\%$),
2) 1 dm^3 0,01-molowego HCl ($\alpha = 100\%$)?
- * **9.39.** Obliczyć stężenie molowe niezdisocjowanych cząsteczek w roztworze jednohydronowego kwasu o stężeniu $0,05 \text{ mol/dm}^3$ ($\alpha = 1,9\%$).
- * **9.40.** Przyjmując stopień dysocjacji jednohydronowego kwasu w 0,1-molowym roztworze za równy 90%, obliczyć:
a) ile gramów wodoru w postaci jonów H^+ zawiera 1 dm^3 roztworu,
b) ile moli jonów H^+ znajduje się w $0,5 \text{ dm}^3$ roztworu.
- * **9.41.** Obliczyć: a) stężenie jonów wodorowych, b) stężenie jonów węglanowych w 0,1-molowym roztworze H_2CO_3 ($\alpha_1 = 0,2\%$, $\alpha_2 = 0,05\%$). Wynik podać z dokładnością do czterech cyfr znaczących.

- * **9.42.** W którym roztworze jest większe stężenie jonów wodorowych:
- 1) w 1-molowym H_3PO_4 ($\alpha_1 = 8\%$, $\alpha_2 = 0,1\%$, $\alpha_3 = 0,01\%$),
 - 2) w 0,1-molowym H_3PO_4 ($\alpha_1 = 24\%$, $\alpha_2 = 0,2\%$, $\alpha_3 = 0,02\%$)?
- Dlaczego wartości drugiego i trzeciego stopnia dysocjacji nie mają wpływu na wynik zadania?
- * **9.43.** Obliczyć stężenie molowe jonów wapnia w roztworze zawierającym 1,11 g CaCl_2 ($\alpha = 100\%$) w 100 cm^3 roztworu.
- * **9.44.** Ile gramów elektrolitu typu AB o masie mola 200 g znajduje się w postaci jonów w 1 dm^3 1-molowego roztworu, w którym stopień dysocjacji wynosi 70%?
- * **9.45.** Ile gramów żelaza w postaci jonów znajduje się w 200 cm^3 0,5-molowego roztworu siarczanu FeSO_4 ($\alpha = 100\%$)?
- * **9.46.** Ile gramów KCl i ile gramów NaNO_3 należy rozpuścić w wodzie, aby po rozcieńczeniu do objętości 500 cm^3 roztwór zawierał 0,1 mola jonów Cl^- i 0,1 mola jonów NO_3^- ?
- * **9.47.** Ile gramów $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ należy dodać do 25 cm^3 0,25-molowego roztworu tej soli, aby podwoić stężenie jonów azotanowych?
- * **9.48.** Obliczyć stężenie molowe jonów sodu w 10-procentowym roztworze wodorotlenku sodu ($\alpha = 100\%$) o gęstości $1,11 \text{ g/cm}^3$.
- ** **9.49.** Ile moli jonów H^+ należy usunąć z 1 dm^3 roztworu o stężeniu jonów H^+ równym 10^{-4} mol/dm^3 , aby zmniejszyć stężenie tych jonów do wartości 10^{-5} mol/dm^3 ?
- ** **9.50.** W 1 dm^3 roztworu zawarte jest: 1,5 milimola jonów K^+ , 0,75 milimola jonów Mg^{2+} , 4,0 milimole jonów HCO_3^- , 2,5 milimola jonów SO_4^{2-} i jony Na^+ . Obliczyć stężenie jonów Na^+ , w milimolach/ dm^3 .

Wskazówka: roztwór jest układem elektrycznie obojętnym.

9.3. Stała dysocjacji. Prawo rozcieńczeń Ostwalda

Przykład 9.4

Obliczyć stężenie jonów wodorowych w 1,5-molowym roztworze kwasu fluorowodorowego, którego stała dysocjacji wynosi $6,3 \cdot 10^{-4}$.

Analiza problemu

Zależność między stałą dysocjacji słabego elektrolitu K , stopniem jego dysocjacji α i stężeniem molowym elektrolitu c_m określa **prawo rozcieńczeń Ostwalda**:

$$K = \frac{c_m \cdot \alpha^2}{1 - \alpha}$$

W roztworach słabych elektrolitów stała dysocjacji K nie zależy od stężenia elektrolitu. Ze wzrostem stężenia maleje natomiast stopień dysocjacji.

Jeżeli stopień dysocjacji jest mniejszy od 0,05 (poniżej 5%, co występuje w niezbyt rozcieńczonych roztworach), to można przyjąć, że $1 - \alpha \approx 1$ i stosować równanie uproszczone:

$$K = c \cdot \alpha^2$$

Gdy stopień dysocjacji nie jest znany, jak w rozpatrywanym przykładzie, wówczas o możliwości stosowania wzoru przybliżonego decyduje wartość stosunku stężenia molowego do stałej dysocjacji. Równanie uproszczone można stosować, jeśli

$$\frac{c_m}{K} \geq 400$$

Rozwiązanie

Metoda I

Sprawdzamy, czy można zastosować wzór przybliżony:

$$\frac{c_m}{K} = \frac{1,5}{6,3 \cdot 10^{-4}} = 2380$$

Ponieważ $\frac{c_m}{K} > 400$, zatem:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K}{c_m}} = \sqrt{\frac{6,3 \cdot 10^{-4}}{1,5}} \approx 0,02$$

Z równania $\text{HF} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{F}^-$ wynika, że $[\text{H}^+] = \alpha \cdot c_m$, zatem:

$$[\text{H}^+] = 0,02 \cdot 1,5 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} = 0,03 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

Odpowiedź: Stężenie jonów wodorowych wynosi $0,03 \text{ mol/dm}^3$.

Uwagi:

1. Stopień dysocjacji w równaniu Ostwalda jest wielkością bezwymiarową. Podawane w zadaniach procentowe wartości należy przeliczyć, dzieląc je przez 100.
2. Jeżeli nie można stosować metody przybliżonej, to wzór Ostwalda stanowi równanie kwadratowe względem α :

$$\begin{aligned} \alpha^2 \cdot c_m + K \cdot \alpha - K &= 0 \\ \alpha &= \frac{-K + \sqrt{K^2 + 4K \cdot c_m}}{2c_m} \end{aligned}$$

Drugi pierwiastek równania jest ujemny, a więc pozbawiony sensu fizycznego.

Metoda II

Stała dysocjacji HF jest określona równaniem:

$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{F}^-]}{[\text{HF}]}$$

przy czym $[\text{H}^+] = [\text{F}^-]$, a $[\text{HF}] = c_m - [\text{H}^+]$. Oznaczając przez x szukane stężenie jonów wodorowych, otrzymamy:

$$6,3 \cdot 10^{-4} = \frac{x^2}{1,5 - x}$$

Jeżeli wartość x jest dostatecznie mała, co ma miejsce wówczas, gdy

$$\frac{c_m}{K} \geq 400$$

(lub równoważnie $\alpha \leq 0,05$), to w mianowniku ułamka można ją pominąć:

$$6,3 \cdot 10^{-4} = \frac{x^2}{1,5}, \quad \text{stąd} \quad x = 0,03$$

Odpowiedź: Stężenie jonów wodorowych wynosi $0,03 \text{ mol/dm}^3$.

9.51. Ułożyć wzory wyrażające prawo działania mas dla kolejnych stopni dysocjacji następujących elektrolitów:

a) HNO_2 , b) H_2CO_3 , c) H_3BO_3 , d) $\text{Fe}(\text{OH})_2$.

9.52. Do roztworu elektrolitu dodano wody i go ogrzano. Czy stała dysocjacji: 1) wzrosła, 2) zmalała, 3) wzrosła lub zmalała, 4) pozostała bez zmiany?

9.53. Który kwas jest mocniejszy: HCN ($K = 7,5 \cdot 10^{-10}$) czy H_2S ($K_1 = 6 \cdot 10^{-8}$, $K_2 = 10^{-14}$)? Czy roztwór kwasu mocniejszego będzie miał wyższy stopień dysocjacji niż roztwór kwasu słabszego bez względu na ich stężenia?

9.54. W celu sprawdzenia, czy stała dysocjacji zależy od stężenia, zmierzono stopień dysocjacji w trzech roztworach i uzyskano następujące wyniki:

$c_m \left[\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \right]$	α	K
1	0,00424	
0,1	0,013	
0,01	0,042	

Obliczyć wartości K , wpisać je do tabeli i sformułować wniosek.

9.55. Obliczyć stałą dysocjacji kwasu fluorowodorowego, wiedząc, że w 0,01-molowym roztworze stopień dysocjacji wynosi 22%.

9.56. Obliczyć stopień dysocjacji kwasu cyjanowodorowego (HCN) w roztworze o stężeniu 0,1 mol/dm³. Stała dysocjacji HCN wynosi $7,2 \cdot 10^{-10}$.

9.57. Stała dysocjacji zasadowej amoniaku wynosi $1,8 \cdot 10^{-5}$. Obliczyć stopnie dysocjacji amoniaku w roztworach: 1) 1-molowym, 2) 0,1-molowym, 3) 0,01-molowym.

* **9.58.** Obliczyć stopień dysocjacji kwasu HNO_2 ($K = 2 \cdot 10^{-4}$) w 0,01-molowym roztworze.

9.59. Obliczyć stężenie jonów wodorowych w roztworze jednohydronowego kwasu ($K = 2 \cdot 10^{-4}$), jeżeli stopień dysocjacji wynosi: a) 1%, *b) 10%.

9.60. Stała dysocjacji kwasu HNO_2 wynosi $2 \cdot 10^{-4}$. Przy jakim stężeniu molowym stopień dysocjacji będzie równy: a) 2%, *b) 20%?

* **9.61.** Obliczyć stałą dysocjacji kwasu jednohydronowego, wiedząc, że w jego roztworze o stężeniu jonów wodorowych 0,01 mol/dm³ stopień dysocjacji wynosi 2%.

* **9.62.** Obliczyć stopień dysocjacji kwasu jednohydronowego ($K = 4 \cdot 10^{-4}$) w roztworze o stężeniu jonów H^+ 0,1 mol/dm³.

* **9.63.** Obliczyć stężenie molowe roztworu jednowodorotlenkowej zasady ($K = 10^{-4}$), wiedząc, że stężenie jonów OH^- wynosi 0,02 mol/dm³.

- * **9.64.** W 0,1-molowym roztworze stopień dysocjacji pewnego jednohydronowego kwasu wynosi 1%. Przy jakim stężeniu stopień dysocjacji osiągnie wartość 90%?
- * **9.65.** Wodny roztwór słabego, jednohydronowego kwasu $\left(\frac{c_m}{K} = 10^4\right)$ rozcieńczono dziesięciokrotnie wodą. Ile razy wzrośnie stopień dysocjacji?
- ** **9.66.** Ile wody trzeba dolać do $0,5 \text{ dm}^3$ 0,2-molowego roztworu kwasu octowego ($K = 1,8 \cdot 10^{-5}$), aby stopień dysocjacji kwasu się podwoił?
- ** **9.67.** Jak się zmieni stopień dysocjacji i stężenie jonów wodorowych po dwudziestokrotnym rozcieńczeniu 0,05-molowego roztworu kwasu HClO ($K = 4,3 \cdot 10^{-8}$)?
- ** **9.68.** Obliczyć pierwszy i drugi stopień dysocjacji kwasu H_2SO_3 w 0,1-molowym roztworze ($K_1 = 1,6 \cdot 10^{-2}$, $K_2 = 6,3 \cdot 10^{-8}$).

9.4. Wykładnik stężenia jonów wodorowych

Przykład 9.5

Obliczyć pH 0,5-molowego roztworu jednohydronowego kwasu, którego stała dysocjacji wynosi $1,8 \cdot 10^{-5}$.

Analiza problemu

Wykładnik stężenia jonów wodorowych, oznaczony symbolem pH, jest ujemnym logarytmem dziesiętnym z wartości liczbowej stężenia molowego jonów wodorowych:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$

Obliczenie pH musi być poprzedzone obliczeniem stężenia jonów wodorowych. W roztworach mocnych kwasów jednohydronowych $[\text{H}^+] = c_m$. W roztworach słabych kwasów $[\text{H}^+] = \alpha \cdot c_m$. Ponieważ w każdym roztworze wodnym $[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$, czyli $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, gdzie $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$, to w roztworach zasad:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

Wartość $[\text{OH}^-]$ w roztworach zasad oblicza się analogicznie do obliczania wartości $[\text{H}^+]$ w roztworach kwasów.

Rozwiązanie

W celu obliczenia stężenia jonów wodorowych ze wzoru $[\text{H}^+] = \alpha \cdot c_m$, obliczamy najpierw stopień dysocjacji. Ponieważ

$$\frac{c_m}{K} = \frac{0,5}{1,8 \cdot 10^{-5}} > 400$$

możemy skorzystać ze wzoru przybliżonego (patrz przykład 9.4):

$$\alpha = \sqrt{\frac{K}{c}} = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{0,5}} = 0,006$$

$$[\text{H}^+] = \alpha \cdot c_m = 0,006 \cdot 0,5 \text{ mol/dm}^3 = 0,003 \text{ mol/dm}^3$$

$$\text{pH} = -\log 0,003 = 2,52$$

Odpowiedź: pH roztworu wynosi 2,52.

Uwaga: Wartość pH podaje się z dokładnością najwyżej do 0,01, ponieważ większa liczba cyfr nie wynikałaby z dokładności wyjściowych danych.

9.69. Obliczyć stężenie molowe jonów wodorowych w roztworze o: a) $\text{pH} = 3$, b) $\text{pH} = 0$, c) $\text{pH} = 10$, d) $\text{pH} = 3,5$, e) $\text{pH} = -1$.

9.70. Ile razy należy zwiększyć (lub zmniejszyć) stężenie jonów wodorowych, aby pH : a) wzrosło o 1, b) zmalało o 1?

9.71. Ze wzrostem temperatury wzrasta stopień dysocjacji wody. Czy spowoduje to zmianę odczynu wody?

9.72. Obliczyć wartość pOH roztworu, którego $\text{pH} = 1$.

9.73. Obliczyć wartości pH podanych roztworów, przyjmując $\alpha = 100\%$:

a) HCl o stężeniu $0,05 \text{ mol/dm}^3$,

b) NaOH o stężeniu 1 mol/dm^3 .

9.74. Obliczyć pH roztworu $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ($\alpha = 100\%$) o stężeniu $2 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$.

9.75. Jaką objętość $0,1$ -moleowego roztworu NaOH należy dodać do 200 cm^3 $0,01$ -moleowego roztworu H_2SO_4 , aby pH roztworu osiągnęło wartość 7?

9.76. Stężenia molowe jonów wodorotlenkowych w dwóch roztworach są następujące: A. $[\text{OH}^-] = 10^{-4}$, B. $[\text{OH}^-] = 10^{-6}$. W którym roztworze jest: 1) większe stężenie jonów H^+ , 2) wyższe pH roztworu?

9.77. O ile zwiększy się pH 1 dm^3 czystej wody po dodaniu $0,01$ mola NaOH ?

9.78. Obliczyć stopień dysocjacji jednowodorotlenkowej zasady, wiedząc, że jej $0,1$ -moleowy roztwór ma $\text{pH} = 10$.

9.79. Obliczyć pH roztworu jednohydronowego kwasu o stężeniu $0,01 \text{ mol/dm}^3$, jeżeli stopień dysocjacji przy tym stężeniu wynosi $4,2\%$.

9.80. Obliczyć pH roztworu kwasu HNO_2 ($K = 2 \cdot 10^{-4}$) o stężeniu:

a) $0,1 \text{ mol/dm}^3$, *b) $0,01 \text{ mol/dm}^3$.

***9.81.** O ile zmieni się pH po dziesięciokrotnym rozcieńczeniu $0,1$ -moleowego roztworu jednohydronowego kwasu:

1) stanowiącego mocny elektrolit,

2) stanowiącego słaby elektrolit ($K = 10^{-5}$)?

***9.82.** Obliczyć wartość pH roztworu kwasu jednohydronowego o stężeniu $0,15 \text{ mol/dm}^3$, wiedząc, że stała dysocjacji tego kwasu wynosi $5 \cdot 10^{-3}$.

***9.83.** Obliczyć pH roztworu otrzymanego po rozpuszczeniu $0,05 \text{ g}$ NaOH w $0,5 \text{ dm}^3$ wody.

***9.84.** Obliczyć pH roztworu zawierającego $5,1 \cdot 10^{-3} \text{ g}$ jonów OH^- w 1 dm^3 .

***9.85.** Obliczyć stałą dysocjacji kwasu octowego, wiedząc, że w roztworze tego kwasu o stężeniu $0,1 \text{ mol/dm}^3$ pH wynosi $2,9$.

- ***9.86.** Pomiary doświadczalne wykazały, że pewien roztwór jednohydronowego kwasu ma $\text{pH} = 3$ i $\alpha = 4\%$. Obliczyć stężenie molowe roztworu.
- ***9.87.** Obliczyć stopień dysocjacji HCN ($K = 7,5 \cdot 10^{-10}$) w roztworze o $\text{pH} = 5$.
- ***9.88.** Obliczyć stężenie roztworu kwasu jednohydronowego, jeżeli pH tego roztworu wynosi 3, a stała dysocjacji $K = 1,8 \cdot 10^{-5}$.
- ***9.89.** Obliczyć stałą dysocjacji HNO_2 , wiedząc, że w jego roztworze o $\text{pH} = 2$ stopień dysocjacji wynosi 2%.
- ***9.90.** Obliczyć pH roztworu kwasu fluorowodorowego ($K = 6,3 \cdot 10^{-4}$), w którym stopień dysocjacji wynosi 2,5%.
- ****9.91.** Obliczyć pH roztworu uzyskanego przez zmieszanie 250 cm^3 0,2-molowego HCl i 440 cm^3 0,1-molowego NaOH.

9.5. Reakcje jonowe

9.92. Które z podanych związków są praktycznie nierozpuszczalne w wodzie i strącając się w postaci osadów, mogą stanowić produkt reakcji jonowej: $\text{Cu}(\text{OH})_2$, AlCl_3 , PbF_2 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, H_3PO_4 , PbSO_4 , K_2CO_3 , FeS , $\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2$, H_2SiO_3 ?

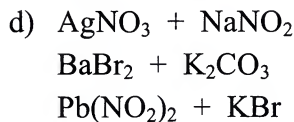
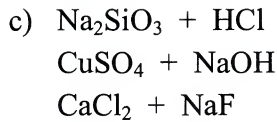
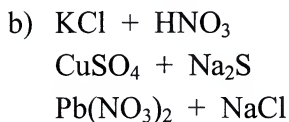
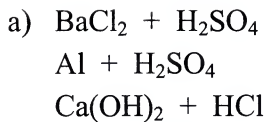
9.93. Ułożyć równania podanych reakcji w formie jonowej skróconej:

- $2 \text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$
- $3 \text{KOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{K}_3\text{PO}_4 + 3 \text{H}_2\text{O}$
- $\text{AgNO}_3 + \text{NaBr} \rightarrow \text{AgBr} + \text{NaNO}_3$
- $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{PbSO}_4 + 2 \text{HNO}_3$

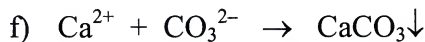
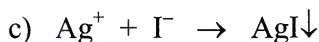
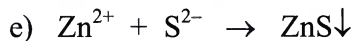
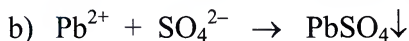
9.94. Napisać w formie cząsteczkowej i jonowej równania reakcji zachodzących w roztworach wodnych pomiędzy podanymi substancjami lub zaznaczyć, że reakcja nie zachodzi:

- | | |
|--|---|
| a) $\text{NaCl} + \text{AgF}$ | c) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{KI}$ |
| $\text{Fe} + \text{HCl}$ | $\text{AgNO}_3 + \text{KI}$ |
| $\text{KCl} + \text{HNO}_3$ | $\text{ZnCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_3$ |
| b) $\text{MgCl}_2 + \text{Na}_3\text{PO}_4$ | d) $\text{KNO}_3 + \text{NaNO}_3$ |
| $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$ | $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KNO}_2$ |
| $\text{HCl} + \text{H}_2\text{S}$ | $\text{Pb}(\text{NO}_2)_2 + \text{NaBr}$ |

9.95. Napisać w formie jonowej równania reakcji zachodzących w roztworach wodnych pomiędzy podanymi substancjami lub zaznaczyć, że reakcja nie zachodzi (ćwiczenie można rozpocząć od ułożenia równań w postaci cząsteczkowej):



9.96. Jak można doświadczalnie zrealizować następujące przemiany?

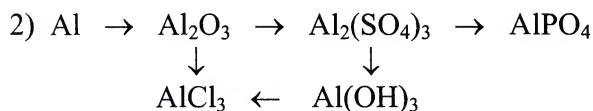
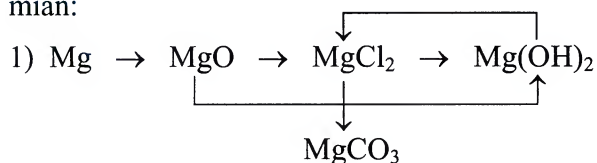


Podać (w postaci równań cząsteczkowych) po dwa sposoby dla każdej reakcji.

9.97. Jak można otrzymać, drogą reakcji jonowych, następujące związki: $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2$, PbBr_2 ? Podać po dwa przykłady w formie równania jonowego i cząsteczkowego.

9.98. Czy można sporządzić roztwór zawierający równocześnie: 1) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ i HCl , 2) CaCl_2 i Na_2CO_3 , 3) KCl i NaNO_3 , 4) NaCl i AgNO_3 ? Które kombinacje są niemożliwe, i dlaczego?

* **9.99.** Ułożyć równania reakcji, za pomocą których można dokonać następujących przemian:

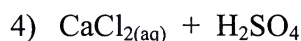
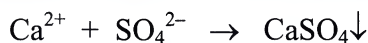


Dla reakcji przebiegających pomiędzy jonami ułożyć również równania w formie jonowej.

9.100. Podać przykład substancji, która jest:

- 1) związkiem trudno rozpuszczalnym w wodzie i mocnym elektrolitem,
- 2) związkiem trudno rozpuszczalnym w wodzie i słabym elektrolitem,
- 3) związkiem dobrze rozpuszczalnym w wodzie i mocnym elektrolitem,
- 4) związkiem dobrze rozpuszczalnym w wodzie i słabym elektrolitem.

* **9.101.** Które z podanych reakcji można przedstawić zapisem:



9.102. Który uczeń odpowiedział prawidłowo na następujące pytanie: jakie drobiny biorą udział w reakcji przebiegającej po wrzuceniu cynku do rozcieńczonego roztworu H_2SO_4 ?

Uczeń I: atomy cynku z cząsteczkami kwasu

Uczeń II: tylko atomy cynku z kationami wodoru

Uczeń III: tylko atomy cynku z anionami reszty kwasowej

Uczeń IV: tylko kationy cynku z anionami reszty kwasowej

9.103. Do 0,1-molowych roztworów kwasu HCl i kwasu H_3PO_4 wrzucono po 1 g magnezu. W którym roztworze reakcja będzie przebiegała szybciej, i dlaczego?

***9.104.** Do dwóch jednomolowych roztworów kwasu HCl i kwasu H_3PO_4 wrzucono identyczne ilości żelaza. Czy z obu roztworów:

1) uzyskano identyczne ilości wodoru po zakończonej reakcji,

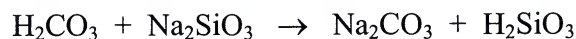
2) w tym samym czasie wydziela się taka sama ilość wodoru?

***9.105.** Jakie musi być stężenie kwasu HCl , aby reakcja z metalem przebiegała w nim wolniej niż w 1-molowym HNO_2 ($\alpha = 1,4\%$)?

****9.106.** Do dwóch roztworów kwasu H_3PO_4 – stężonego i rozcieńczonego, wrzucono po 1 g cynku. W którym przypadku reakcja będzie przebiegała szybciej, i dlaczego?

9.107. Jak można udowodnić doświadczalnie, że kwas solny jest mocniejszy od kwasu węglowego?

9.108. Na podstawie podanych równań reakcji uporządkować kwasy: H_2SiO_3 , HCl i H_2CO_3 , od najmocniejszego do najsłabszego:



9.109. Zmieszano razem równe objętości 1-molowych wodnych roztworów $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ i Na_2SO_4 . Wytrącony osad odsączono. Co pozostało na sączku? Co zawiera przesącz? Co otrzymamy po odparowaniu przesączu do sucha?

***9.110.** Mamy następujące substancje: ZnCl_2 i AgNO_3 . Czy można z nich otrzymać roztwór $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$? Jakie czynności należy wykonać?

***9.111.** Jakie sole można otrzymać mając: CuSO_4 , BaCl_2 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$? Uwzględnić możliwość odparowania wodnych roztworów, otrzymanych po odsączeniu odpowiednich osadów.

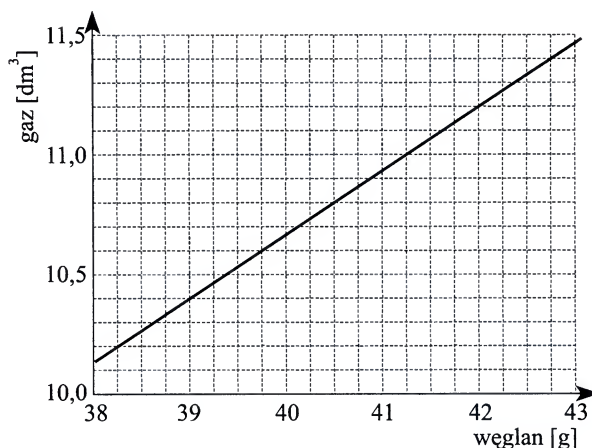
9.112. W jaki sposób z $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ otrzymać ZnS ?

***9.113.** W jaki sposób z NaCl otrzymać NaNO_3 ?

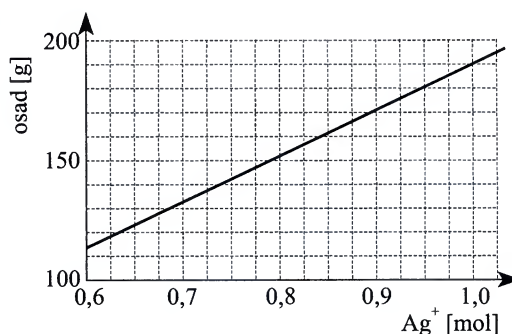
9.114. Zmieszano parami roztwory następujących soli: Na_3PO_4 , CuSO_4 i K_2S (w trzech możliwych kombinacjach). W których mieszaninach zajdą reakcje? Napisać równania jonowe tych reakcji.

- * **9.115.** Zmieszano parami roztwory następujących soli: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, K_2S , ZnSO_4 i NaBr (w 6 możliwych kombinacjach). W których mieszaninach znajdą reakcje? Ułożyć równania jonowe tych reakcji.
- * **9.116.** Do roztworu zawierającego 2 mole AgNO_3 dodano roztwór zawierający 4 mole HCl . Wytrącony osad odsączono, a do przesączu dodano 3 mole $\text{Ba}(\text{OH})_2$ oraz kilka kropli lakmusu. Jakie zabarwienie miał roztwór, i dlaczego?
- * **9.117.** Do roztworu zawierającego 0,5 mola NaHCO_3 dodano 1 mol HCl , a następnie 0,25 mola $\text{Ba}(\text{OH})_2$. Jaki odczyn miał roztwór?
- * **9.118.** Do roztworu zawierającego 2,5 mola Na_2SiO_3 dodano roztwór zawierający 5,5 mola HCl . Osad odsączono, a do przesączu dodano 0,75 mola NaOH . Jaki odczyn miał otrzymany roztwór?
- 9.119.** W probówkach znajdują się roztwory NaCl i BaCl_2 . Jak je rozróżnić wykonując jedną reakcję chemiczną?
- 9.120.** W probówkach znajdują się roztwory Na_2CO_3 i Na_2SO_4 . Jak je rozróżnić?
- 9.121.** W jednej probówce znajduje się wodny roztwór NaNO_3 , a w drugiej woda. Jak rozróżnić zawartość probówek?
- * **9.122.** W trzech probówkach znajdują się roztwory: AgNO_3 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$. Jak rozróżnić zawartość probówek?
- * **9.123.** W trzech probówkach znajdują się roztwory: Na_2SO_4 , KCl , NH_4NO_3 . Jak rozróżnić zawartość probówek?
- * **9.124.** W trzech probówkach znajdują się rozcieńczone roztwory: HCl , H_2SO_4 , HNO_3 . Jak rozróżnić zawartość probówek?
- ** **9.125.** W pięciu probówkach znajdują się roztwory: CuSO_4 , AgNO_3 , ZnCl_2 , HCl , NaOH . Jak je rozróżnić bez użycia wskaźników pH i innych odczynników?
- 9.126.** Do roztworu zawierającego 1 mol AgNO_3 dodano roztwór zawierający 0,45 mola MgCl_2 . Obliczyć masę wytrąconego osadu. Co pozostało w roztworze?
- 9.127.** Do roztworu zawierającego 0,22 g CaCl_2 dodano roztwór zawierający 0,7 g AgNO_3 . Obliczyć masę wytrąconego osadu. Co pozostało w roztworze?
- 9.128.** Do roztworu zawierającego 5 g FeCl_3 dodano roztwór zawierający 3,4 g NaOH . Obliczyć masę wytrąconego osadu.

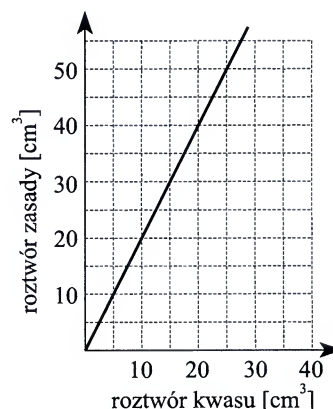
* **9.129.** Na węglan dwuwartościowego metalu działano kwasem HNO_3 . Wykres na rysunku ilustruje zależność objętości otrzymanego gazu od masy użytego węglanu. Obliczyć masę cząsteczkową węglanu i ustalić jego wzór.



* **9.130.** Do wodnego roztworu pewnej soli typu MX (gdzie: M – metal jednowartościowy, X – fluorowec) wkraplano roztwór AgNO_3 i obserwowano wytrącanie się osadu. Wykres na rysunku przedstawia zależność masy wytrąconego osadu od liczby moli dodawanych jonów srebra. Ustalić wzór substancji, która wytrąciła się w formie osadu.



* **9.131.** Do wodnego roztworu trójhydronowego kwasu wkraplano 0,3-molowy roztwór jednowodorotlenkowej zasady, aż do uzyskania obojętnego odczynu. Wykres na rysunku ilustruje zależność objętości roztworu zasady od objętości zobojętnionego roztworu kwasu. Obliczyć stężenie molowe kwasu.



* **9.132.** Do 100 cm^3 0,2-molowego roztworu AgNO_3 dodano 100 cm^3 0,1-molowego roztworu H_2SO_4 . Obliczyć masę wytrąconego osadu, jeżeli rozpuszczalność Ag_2SO_4 wynosi 0,8 g (w temperaturze, w której wykonano doświadczenie).

** **9.133.** Ile gramów chlorku BaCl_2 należy dodać do roztworu, w którym rozpuszczono 1,5 g mieszaniny siarczanu Na_2SO_4 i siarczanu $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, aby mieć pewność, że użyto nadmiaru BaCl_2 , niezbędnego do całkowitego wytrącenia osadu?

* **9.134.** Ile moli jonów SO_4^{2-} znajduje się w 50 cm^3 roztworu CuSO_4 , jeżeli do ich całkowitego wytrącenia, w postaci osadu BaSO_4 , przy miareczkowaniu tej objętości użyto 50 cm^3 0,05-molowego roztworu $\text{Ba}(\text{OH})_2$?

* **9.135.** Wodny roztwór NH_3 oraz wodny roztwór HNO_2 bardzo słabo przewodzą prąd elektryczny. Czy przewodnictwo wzrośnie po zmieszaniu obu roztworów?

* **9.136.** Obliczyć brakujące współczynniki stechiometryczne w równaniu:



** **9.137.** Amoniak reaguje z jonem H^+ , tworząc jon NH_4^+ . Podobnie woda tworzy jon H_3O^+ . Dlaczego metan CH_4 nie reaguje z jonem H^+ ?

** **9.138.** Podać równania wszystkich reakcji, których równowagi ustalą się w roztworze otrzymanym przez nasycenie ditlenkiem węgla wodnego roztworu wodorotlenku sodu.

9.6. Stechiometria reakcji w roztworach

Przykład 9.6

Jaka objętość 0,2-molowego roztworu NaOH jest niezbędna do zobojętnienia $0,5 \text{ dm}^3$ 0,05-molowego roztworu H_2SO_4 ?

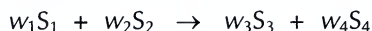
Analiza problemu

Zadanie można rozwiązać dwoma metodami.

Pierwsza – wynikająca z typowego rachunku stechiometrycznego – polega na wykonaniu trzech kolejnych czynności:

- 1) obliczyć liczbę moli (lub gramów) H_2SO_4 zawartą w $0,5 \text{ dm}^3$ 0,05-molowego roztworu;
- 2) korzystając z równania chemicznego, obliczyć liczbę moli (lub gramów) NaOH potrzebną do zobojętnienia tej ilości kwasu;
- 3) obliczyć, w jakiej objętości 0,2-molowego roztworu NaOH znajduje się ustalona w punkcie (2) liczba moli (lub gramów) NaOH .

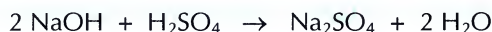
Druga metoda – znacznie prostsza – polega na wykorzystaniu zależności $n = c_m \cdot V_r$ (stanowiącej przekształcenie definicji stężenia molowego). Dla każdej reakcji wymiany podwójnej:



(symbole S oznaczają wzory substancji, a symbole w – współczynniki stechiometryczne) stosunek moli substratów S_1 do S_2 , wyrażony stosunkiem odpowiednich iloczynów typu $c_m V_r$, jest równy stosunkowi współczynników stechiometrycznych równania chemicznego:

$$\frac{c_m(S_1) \cdot V_r(S_1)}{c_m(S_2) \cdot V_r(S_2)} = \frac{w_1}{w_2}$$

Rozwiązanie



$$\frac{c_m(\text{NaOH}) \cdot V_r(\text{NaOH})}{c_m(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V_r(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{2}{1}$$

$$V_r(\text{NaOH}) = \frac{2 \cdot c_m(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V_r(\text{H}_2\text{SO}_4)}{c_m(\text{NaOH})} = \frac{2 \cdot 0,05 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \cdot 0,5 \text{ dm}^3}{0,2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}} = 0,25 \text{ dm}^3$$

Odpowiedź: Do zobojętnienia należy użyć $0,25 \text{ dm}^3$ roztworu NaOH .

Przykład 9.7

Ile gramów wodorotlenku sodu potrzeba do zobojętnienia 400 g 5-procentowego kwasu solnego?

Rozwiązanie

Obliczamy wybraną metodą (patrz przykład 8.2), ile gramów HCl znajduje się w 400 g 5-procentowego roztworu. Otrzymamy wynik 20 g. Należy zatem obliczyć, ile NaOH potrzeba do zobojętnienia 20 g HCl.

wielkości dane i szukane: $x(\text{g})$ 20 g
równanie chemiczne: $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
stosunek stechiometryczny: 40 g 36,5 g

Obliczenia:

Sposób I (z równania)

$$\frac{40 \text{ g}}{36,5 \text{ g}} = \frac{x}{20 \text{ g}}$$

$$x = 21,9 \text{ g}$$

Sposób II (z proporcji)

Jeżeli 40 g NaOH zobojętnia 36,5 g HCl
to x NaOH zobojętnia 20 g HCl

$$x = \frac{40 \text{ g} \cdot 20 \text{ g}}{36,5 \text{ g}} = 21,9 \text{ g}$$

Odpowiedź: Potrzeba 21,9 g wodorotlenku sodu.

9.139. Jaką objętość 0,02-molowego roztworu KOH należy dodać do 300 cm³ 0,01-molowego H₃PO₄, aby otrzymać roztwór K₃PO₄?

9.140. Jaką objętość 0,1-molowego kwasu H₂S należy dodać do 200 cm³ 0,2-molowego roztworu CuSO₄, aby wytrącić ilościowo osad siarczku CuS?

9.141. Obliczyć stężenie molowe roztworu wodorotlenku sodu, jeżeli do zobojętnienia 100 cm³ tego roztworu zużyto 200 cm³ 0,15-molowego kwasu solnego.

9.142. 40 cm³ roztworu K₂SiO₃ miareczkowano 0,1-molowym roztworem H₂SO₄, aż do całkowitego wytrącenia osadu. Obliczyć stężenie molowe roztworu K₂SiO₃, jeżeli zużyto 60 cm³ roztworu H₂SO₄.

9.143. W jakim stosunku objętościowym należy zmieszać 0,2-molowy roztwór Fe(NO₃)₃ z 0,6-molowym roztworem KOH, aby wytrącić ilościowo osad Fe(OH)₃?

* **9.144.** W jakim stosunku powinny być do siebie stężenia molowe roztworów Ca(OH)₂ i H₃PO₄, aby po ich zmieszaniu w stosunku objętościowym 3 : 2 nastąpiło zobojętnienie?

* **9.145.** Obliczyć molowy stosunek stechiometryczny substancji A do substancji B w reakcji wymiany podwójnej, wiedząc, że po zmieszaniu 7,5 cm³ 2-molowego roztworu substancji A z 20 cm³ 1,5-molowego roztworu substancji B otrzymano roztwór zawierający tylko produkty przemiany.

* **9.146.** Obliczyć masę molową dwuwodorotlenkowego wodorotlenku, wiedząc, że do zobojętnienia roztworu zawierającego 6,41 g tej substancji zużyto 0,25 dm³ 0,1-molowego roztworu H₃PO₄. Jaki metal wchodził w skład tego wodorotlenku?

- * **9.147.** Obliczyć liczbę moli grup wodorotlenkowych w 1 molu wodorotlenku, wiedząc, że na zobojętnienie 60 cm^3 jego roztworu o stężeniu $0,5 \text{ mol/dm}^3$ zużyto 30 cm^3 roztworu H_2SO_4 o stężeniu $1,5 \text{ mol/dm}^3$.
- ** **9.148.** Obliczyć masę molową *p*-hydronowego kwasu, wiedząc, że do zobojętnienia roztworu zawierającego *m* gramów tego kwasu zużyto $V \text{ dm}^3$ *c*-molowego roztworu zasady, zawierającej *z* grup wodorotlenkowych.
- ** **9.149.** Obliczyć hydronowość kwasu o masie molowej *M*, wiedząc, że do zobojętnienia $V_k \text{ cm}^3$ jego roztworu, zawierającego *m* gramów kwasu w 1 dm^3 , zużyto $V_z \text{ cm}^3$ c_z -molowego roztworu $\text{Ca}(\text{OH})_2$.
- 9.150.** Czy 112 g 5-procentowego kwasu solnego wystarczy do rozтворzenia 5 g cynku?
- 9.151.** Jaka objętość 0,5-molowego kwasu solnego należy dodać do wodnego roztworu amoniaku, aby powstało 26,7 g NH_4Cl ?
- 9.152.** Obliczyć objętość ditlenku węgla (warunki normalne) niezbędną do zobojętnienia 300 cm^3 0,01-molowego roztworu wodorotlenku wapnia.
- 9.153.** Ile dm^3 chlorowodoru (warunki normalne) potrzeba do zobojętnienia 50 g 1-procentowego roztworu wodorotlenku wapnia?
- 9.154.** Obliczyć stężenie procentowe roztworu H_2SO_4 , jeżeli ze 100 gramami tego roztworu może maksymalnie przereagować 5,71 g żelaza.
- 9.155.** Do 50 cm^3 kwasu solnego dodawano roztwór AgNO_3 . Masa wytrąconego osadu wynosiła 1,435 g. Obliczyć stężenie molowe kwasu.
- 9.156.** Jakie powinno być minimalne stężenie procentowe 1 kg roztworu wodorotlenku potasu, aby zobojętnić całkowicie 3,57 mola HNO_3 ?
- * **9.157.** Ile dm^3 bromowodoru, odmierzzonego w warunkach normalnych, potrzeba do zobojętnienia 50 cm^3 18-procentowego roztworu wodorotlenku sodu o $d = 1,2 \text{ g/cm}^3$?
- * **9.158.** W wyniku katalitycznego rozkładu 30 g roztworu H_2O_2 otrzymano 988 cm^3 tlenu (warunki normalne). Obliczyć stężenie procentowe roztworu.
- * **9.159.** Ile dm^3 siarkowodoru odmierzzonego: a) w warunkach normalnych, b) w temperaturze 291 K pod ciśnieniem 1018 hPa, należy wprowadzić do wodnego roztworu amoniaku, aby powstały 2 mole $(\text{NH}_4)_2\text{S}$?
- * **9.160.** Do 100 cm^3 1,5-molowego kwasu solnego dodano 6,5 g cynku. Gdy wodór przestał się wydzielać, roztwór odparowano do sucha. Ile gramów ZnCl_2 otrzymano?
- * **9.161.** Chlorowodór, otrzymany przez działanie kwasem H_2SO_4 na 2 mole soli kuchennej, rozpuszczono w 300 g wody. Obliczyć stężenie procentowe otrzymanego kwasu solnego.
- * **9.162.** Ze słoika, zawierającego substancję chemiczną, zginęła nalepka. Wiadomo, że może to być Na_2CO_3 lub K_2CO_3 . Jaka to sól, jeśli na zobojętnienie próbki o masie 4,14 g zużyto 30 cm^3 2-molowego HCl ?

* **9.163.** Do 180 g 11,1-procentowego roztworu wodorotlenku sodu wprowadzono 5 dm³ siarkowodoru odmierzono w warunkach normalnych. Obliczyć stężenie procentowe siarczku Na₂S w otrzymanym roztworze.

* **9.164.** Do 1 dm³ 0,5-molowego kwasu solnego dodano 250 g 10-procentowego roztworu wodorotlenku sodu. Jaki odczyn miał roztwór?

* **9.165.** Obliczyć stężenie molowe KOH w roztworze o objętości 200 cm³, otrzymanym po rozpuszczeniu 5 g nadtlenu K₂O₂ w wodzie.

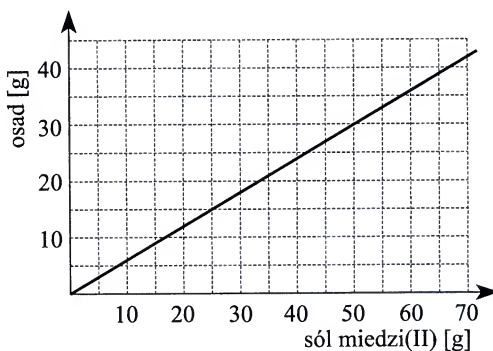
* **9.166.** Obliczyć stężenie procentowe roztworu H₃PO₄, otrzymanego po rozpuszczeniu 10 g tlenku P₂O₅ w 100 cm³ wody.

9.167. Chlor można otrzymać w laboratorium, działając kwasem solnym na KMnO₄. Metale zawarte w tej soli przechodzą w chlorki (KCl, MnCl₂). Ułożyć równanie reakcji i obliczyć, ile moli chloru można otrzymać z 1 dm³ 8-molowego kwasu solnego.

* **9.168.** Wodny roztwór soli miedzi(II) dwuhydnowego kwasu tlenowego nasycano siarkowodorem, aż do całkowitego wytrącenia osadu. Wykres na rysunku ilustruje zależność masy osadu od masy soli miedzi(II) w roztworze, biorącej udział w reakcji.

a) Ustalić wzór soli miedzi(II).

** b) Czy można obliczyć stężenie roztworu soli miedzi(II), wiedząc, że jego objętość wynosiła 200 cm³?



** **9.169.** Obliczyć stężenie procentowe roztworu NaNO₃, otrzymanego przez zmieszanie 40-procentowego roztworu NaOH ze stechiometryczną ilością roztworu HNO₃ o stężeniu 8 mol/dm³ i gęstości 1,24 g/cm³.

** **9.170.** Po ochłodzeniu 100 g 52-procentowego oleum wykrystalizowało 26,7 g kwasu H₂S₂O₇. Obliczyć stosunek molowy SO₃ do H₂SO₄ w: 1) wyjściowym oleum, 2) cieklej pozostałości po odsączeniu kwasu H₂S₂O₇.

Wskazówka: oleum – patrz zadanie 8.165.

9.7. Twardość wody

- 9.171.** Woda zawiera $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$. Jak zmiękczyć tę wodę. Ułożyć równanie reakcji.
- 9.172.** Dlaczego używanie twardej wody do prania bielizny powoduje większe zużycie mydła?
- 9.173.** Które z podanych niżej substancji można zastosować do usunięcia twardości wywołanej obecnością wodorowęglanu wapnia: NaCl , NaOH , Na_2CO_3 , HCl ? Odpowiedź uzasadnić równaniami reakcji.
- * **9.174.** Ile węglanu sodu należy użyć do zmiękczenia 10 m^3 twardej wody, zawierającej $0,01\%$ CaSO_4 i $0,015\%$ wodorowęglanu wapnia?
- * **9.175.** Na zobojętnienie 100 cm^3 twardej wody, zawierającej wodorowęglan wapnia, zużyto $2,5 \text{ cm}^3$ $0,12$ -moleowego kwasu solnego. Ile moli wodorowęglanu wapnia zawierał 1 dm^3 twardej wody?
- * **9.176.** Ile kamienia kotłowego pozostanie po odparowaniu 10^3 kg wody zawierającej $0,1\%$ wodorowęglanu wapnia?

9.8. Hydroliza soli

- 9.177.** Ułożyć jonowe równania reakcji hydrolizy i podać odczyn wodnych roztworów następujących soli: FeCl_2 , NaNO_2 , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, KNO_3 .
- 9.178.** Ułożyć jonowe równania reakcji hydrolizy oraz podać odczyn wodnych roztworów następujących soli: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3$, Na_2S .
- 9.179.** Ułożyć jonowe równania reakcji hydrolizy oraz podać odczyn wodnych roztworów następujących soli: KHS , NaHCO_3 , NH_4HSO_3 .
- 9.180.** Jakie sole nie ulegają hydrolizie?
- 9.181.** Które z wymienionych soli ulegają hydrolizie: CuCl_2 , K_2CO_3 , Na_2S , CaCl_2 , $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, NaBr , NaHCO_3 ?
- * **9.182.** Jaki odczyn będą miały wodne roztwory następujących soli (odpowiedzieć nie układając równań chemicznych): $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, Na_2SO_4 , BaCl_2 , Na_2CO_3 , NaNO_3 , KNO_2 , K_2SO_4 ?
- 9.183.** Podać po dwa przykłady soli, których wodne roztwory wykazują odczyn: 1) kwaśny, 2) zasadowy, 3) obojętny.
- 9.184.** Jaki odczyn będzie miał roztwór otrzymany po zmieszaniu roztworu zawierającego 2 mole H_2SO_4 z roztworem zawierającym 2 mole NaOH ?
- 9.185.** Jakie drobiny znajdują się w wodnym roztworze: a) NaH_2PO_4 , *b) NaHCO_3 ?

9.186. Roztwór wodny wodorotlenku sodu nasycono siarkowodorem. Jakie jony będą się znajdowały w otrzymanym w ten sposób roztworze?

* **9.187.** Wodny roztwór NaHCO_3 wykazuje słabszy odczyn zasadowy niż roztwór Na_2CO_3 o tym samym stężeniu. Wyjaśnić to zjawisko, układając odpowiednie równania chemiczne.

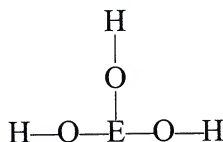
** **9.188.** Przygotowano trzy roztwory o tym samym stężeniu podanych niżej soli i stwierdzono, że ich odczyny są następujące:

- 1) Na_3PO_4 – silnie zasadowy,
- 2) Na_2HPO_4 – słabo zasadowy,
- 3) NaH_2PO_4 – słabo kwaśny.

Wyjaśnić te zjawiska i ułożyć odpowiednie równania chemiczne.

9.9. Amfoteryczność

9.189. Podać w formie kwasowej i zasadowej wzór sumaryczny następującego związku:



9.190. Ułożyć w formie cząsteczkowej i jonowej równania reakcji rozpuszczania wodorotlenku $\text{Zn}(\text{OH})_2$: 1) w roztworze NaOH , 2) w roztworze H_2SO_4 . Podać nazwy powstających soli.

Uwaga: Sole zawierające anion ZnO_2^{2-} to dioksocynkany (cynkany).

9.191. Ułożyć w formie cząsteczkowej i jonowej równania reakcji rozpuszczania diwodorotlenku ołowiu $[\text{Pb}(\text{OH})_2]$: 1) w roztworze wodorotlenku wapnia, 2) w kwasie solnym. Podać nazwy powstających soli.

Uwaga: Sole zawierające anion PbO_2^{2-} to dioksoołowiany.

9.192. Ułożyć równania reakcji rozpuszczania amfoterycznego tlenku PbO_2 w dowolnym mocnym kwasie i w dowolnej mocnej zasadzie. Podać nazwy powstających związków.

Uwaga: W reakcjach z zasadą mogą powstawać trioksoołowiany M_2PbO_3 lub tetraoksoołowiany M_4PbO_4 (M – metal jednowartościowy).

9.193. Ułożyć równania reakcji rozpuszczania wodorotlenków $\text{Sn}(\text{OH})_2$ i $\text{Sn}(\text{OH})_4$ w roztworze mocnej zasady oraz w roztworze mocnego kwasu. Podać nazwy produktów.

Uwaga: Sn^{2+} – związki cyny(II), Sn^{4+} – związki cyny(IV),
 SnO_2^{2-} – dioksocyniany, SnO_3^{2-} – trioksocyniany.

9.194. Metaliczny cynk rozтворя się w roztworze wodorotlenku potasu, przy czym tworzy się cynkan potasu (K_2ZnO_2) i wydziela się wodór. Ułożyć równanie reakcji.

9.195. Jakіe jony znajdują się w roztworach wodnych podanych wodorotlenków amfoterycznych: a) $Al(OH)_3$, b) $Zn(OH)_2$, c) $Cu(OH)_2$, d) $As(OH)_3$.

Uwaga: Dwuwartościowe pierwiastki amfoteryczne oprócz kationów tworzą aniony typu EO_2^{2-} , a trójwartościowe pierwiastki oprócz kationów tworzą dwa typy anionów: EO_2^- i EO_3^{3-} .

9.196. Ułożyć równanie dwukierunkowej dysocjacji jonowej następujących amfoterycznych wodorotlenków:

a) $Al(OH)_3$, $Zn(OH)_2$, b) $Cu(OH)_2$, $As(OH)_3$.

9.197. Trójwartościowy arsen wykazuje właściwości amfoteryczne, tworząc oprócz soli arsenu(III) dwa rodzaje soli, w których występuje w anionie: dioksoarseniany $MAsO_2$ i trioksoarseniany M_3AsO_3 (M – metal jednowartościowy). Ułożyć wzory sumaryczne wszystkich możliwych arsenianów i wodorarsenianów: sodu, wapnia i żelaza(III).

9.198. Polon jest jedynym pierwiastkiem 16. grupy układu okresowego, wykazującym właściwości amfoteryczne. Ułożyć równania reakcji $Po(OH)_4$ z dowolnym mocnym kwasem i dowolną mocną zasadą. Podać nazwę powstającego polonianu (sól kwasu H_2PoO_3) i soli polonu(IV).

9.199. Jak można udowodnić doświadczalnie, że $Sb(OH)_3$ jest wodorotlenkiem amfoterycznym?

9.200. Jak można stwierdzić doświadczalnie, że As_2O_3 jest tlenkiem amfoterycznym?

9.201. Uszeregować według wzrastającej mocy następujące kwasy:

- a) H_2S , HCl , PH_3 , SiH_4 ,
- b) HNO_3 , H_3PO_4 , H_3AsO_3 , H_3SbO_3 ,
- c) H_4SiO_4 , H_3PO_4 , $HClO_4$, H_2SO_4 ,
- d) $HClO_3$, $HClO$, $HClO_4$, $HClO_2$.

9.202. Uszeregować następujące związki – od najslabiej zasadowego do najsilniej zasadowego:

- a) $Mg(OH)_2$, $NaOH$, $Al(OH)_3$,
- b) $NaOH$, KOH , $LiOH$, $RbOH$,
- c) $As(OH)_3$, $Sb(OH)_3$, $Bi(OH)_3$,
- d) $Ge(OH)_4$, $Sn(OH)_4$, $Pb(OH)_4$.

***9.203.** Pierwiastek amfoteryczny o symbolu ogólnym E występuje w anionie soli wapniowej $Ca(EO_2)_2$. Posługując się symbolem E, ułożyć wzory: tlenku, wodorotlenku, chlorku, trioksoazotanu, tetraoksoarszyczanu tego pierwiastka (na tym samym stopniu utlenienia).

- * **9.204.** Pierwiastek amfoteryczny o symbolu ogólnym E występuje w anionie soli potasowej K_3EO_3 . Posługując się symbolem E, ułożyć wzory: tlenku, wodorotlenku, bromku, siarczku, tetroksofosforanu tego pierwiastka (na tym samym stopniu utlenienia).
- * **9.205.** Pierwiastek amfoteryczny o symbolu ogólnym E występuje w anionie soli miedzi(II) $CuEO_3$. Posługując się symbolem E, ułożyć wzory: tlenku, wodorotlenku, trioksozotanu, tetroksosiarczynu i tetroksofosforanu tego pierwiastka (na tym samym stopniu utlenienia).
- * **9.206.** Pierwiastek amfoteryczny o symbolu ogólnym E występuje w anionie soli żelaza(II) $Fe_3(EO_4)_2$. Posługując się symbolem E ułożyć wzory: tlenku, wodorotlenku i chlorku tego pierwiastka (na tym samym stopniu utlenienia).

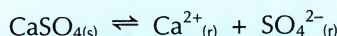
9.10. Iloczyn rozpuszczalności. Rozpuszczalność molowa

Przykład 9.8

Obliczyć rozpuszczalność molową soli PbI_2 . Jej iloczyn rozpuszczalności wynosi $1,4 \cdot 10^{-8}$.

Analiza problemu

W każdym nasyconym roztworze, który pozostaje w kontakcie z fazą stałą substancji rozpuszczonej, ustala się stan równowagi między substancją w roztworze i jej osadem. Jeżeli substancja rozpuszczona jest mocnym elektrolitem, na przykład słabo rozpuszczalną solą, to nasycony roztwór zawiera poszczególne jony tej soli, które pozostają w równowadze z fazą stałą, na przykład:



Stan równowagi międzyfazowej opisuje – jak każdą równowagę chemiczną – prawo działania mas i stała równowagi K :

$$K = \frac{[Ca^{2+}_{(r)}][SO_4^{2-}_{(r)}]}{[CaSO_{4(s)}}$$

Wartość liczbowa stałej równowagi jest niezmienna w stałej temperaturze. Niezmienny jest również człon $[CaSO_{4(s)}]$, który można przenieść na lewą stronę równania:

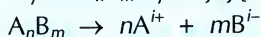
$$K \cdot [CaSO_{4(s)}] = [Ca^{2+}_{(r)}][SO_4^{2-}_{(r)}]$$

aby w ten sposób uzyskać nową stałą, nazywaną **iloczynem rozpuszczalności** i oznaczaną symbolem K_s (indeks s od *ang. solubility* – rozpuszczalność):

$$K_s = [Ca^{2+}_{(r)}][SO_4^{2-}_{(r)}]$$

Należy podkreślić, że iloczyn rozpuszczalności jest iloczynem stężeń molowych jonów w nasyconym roztworze. Aktualny iloczyn stężeń jonów jest równy iloczynowi rozpuszczalności dopóty, dopóki istnieje faza stała. Nie ma znaczenia, czy jest jej kilka miligramów, czy kilka gramów. W roztworach nienasyconych aktualny iloczyn stężeń jest mniejszy od iloczynu rozpuszczalności.

W przypadku elektrolitów niebinarnych A_nB_m dysocjujących według schematu:



iloczyn rozpuszczalności jest iloczynem stężeń molowych jonów w wykładnikach potęgowych współczynników stechiometrycznych (n , m) określających liczbę moli jonów danego znaku powstających z jednego mola fazy stałej A_nB_m :

$$K_s = [A^{i+}]^n \cdot [B^{j-}]^m$$

Na przykład dla Bi_2S_3 :

$$K_s = [Bi^{3+}]^2 \cdot [S^{2-}]^3$$

Posługując się iloczynem rozpuszczalności, można przeprowadzić szereg ważnych obliczeń związanych z rozpuszczalnością elektrolitu.

Rozpuszczalność można oznaczyć doświadczalnie, jeżeli jest znaczna, ale w przypadku substancji słabo rozpuszczalnych bywa to niewykonalne. Natomiast iloczyny rozpuszczalności obliczone z danych termodynamicznych dla wielkiej liczby substancji są powszechnie dostępne w tablicach.

W obliczeniach tych najwygodniej jest posługiwać się **rozpuszczalnością molową** (S), która jest równa liczbie moli substancji rozpuszczonej w 1 litrze nasyconego roztworu, a ściślej – jest stosunkiem liczby moli substancji rozpuszczonej (n) do objętości nasyconego roztworu:

$$S = \frac{n}{V_r} \left[\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right]$$

a więc po prostu stężeniem molowym nasyconego roztworu w określonej temperaturze.

W przypadku substancji jonowej A_nB_m , będącej mocnym elektrolitem, określenie „mol substancji rozpuszczonej” należy rozumieć jako mol jednostek formalnych $(A^{i+})_n (B^{j-})_m$, które przeszły z fazy stałej do roztworu. Rozpuszczalność molowa takiej substancji jest równa liczbie moli jednostek formalnych w jednym litrze nasyconego roztworu.

Rozwiązanie

Równowagę w roztworze nasyconym PbI_2 przedstawia równanie:



Iloczyn rozpuszczalności $K_s = [Pb^{2+}] [I^-]^2$

Rozpuszczalność molowa S jest równa całkowitemu stężeniu molowemu substancji rozpuszczonej. Tyle samo, czyli S , wynosi stężenie jonów Pb^{2+} , ale stężenie jonów I^- jest dwukrotnie większe:

$$[Pb^{2+}] = S \quad [I^-]^2 = 2S$$

Zatem

$$K_s = S \cdot (2S)^2 \Rightarrow K_s = 4S^3 \Rightarrow S = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}}$$

$$S = \sqrt[3]{\frac{1,4 \cdot 10^{-8}}{4}} = 1,5 \cdot 10^{-3}$$

Odpowiedź: Rozpuszczalność molowa soli PbI_2 wynosi $1,5 \cdot 10^{-3}$ mol/L.

Uwagi:

1. Zależność między rozpuszczalnością molową (S) i iloczynem rozpuszczalności (K_s) można uogólnić. Dla równowagi:



zachodzą relacje:

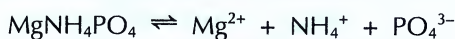
$$K_s = [A^{i+}]^n [B^{j-}]^m; \quad [A^{i+}] = nS; \quad [B^{j-}] = mS$$

$$K_s = (nS)^n \cdot (mS)^m \Rightarrow K_s = n^n m^m S^{(n+m)}$$

Na przykład dla elektrolitu czterojonowego AB_3 :

$$n = 1, \quad m = 3, \quad K_s = 1^1 \cdot 3^3 \cdot S^{(1+3)} = 27S^4$$

Dla elektrolitu trójjonowego ABC, np. $MgNH_4PO_4$:



$$[Mg^{2+}] = [NH_4^+] = [PO_4^{3-}] = S$$

$$K_s = S \cdot S \cdot S = S^3$$

- Obliczanie rozpuszczalności molowej na podstawie znanego iloczynu rozpuszczalności obejmuje:
 - Ułożenie równania opisującego równowagę osad–roztwór.
 - Zapisanie wyrażenia określającego iloczyn rozpuszczalności K_s .
 - Wyrażenie stężeń jonów w funkcji rozpuszczalności molowej elektrolitu S .
 - Podstawienia molowych stężeń jonów do równania określającego iloczyn rozpuszczalności.
 - Rozwiązanie równania względem rozpuszczalności molowej S .
- Aby stwierdzić, która z dwóch soli tego samego typu (o takich samych indeksach stechiometrycznych n i m) ma większą rozpuszczalność, wystarczy porównać ich iloczyny rozpuszczalności. Im większa wartość K_s tym większa rozpuszczalność [zarówno molowa (S) jak i masowa (s) – patrz przykład 8.13]. W przypadku soli różnego typu, na przykład trójjonowych AB_2 (np. PbI_2) i ABC (np. $MgNH_4PO_4$) wniosek może (ale nie musi) być błędny.

Przykład 9.9

Obliczyć iloczyn rozpuszczalności BaF_2 w temperaturze $25^\circ C$, jeżeli rozpuszczalność w tej temperaturze wynosi $3,58 \cdot 10^{-3}$ mol/L.

Rozwiązanie

Dla elektrolitu trójjonowego AB_2 zachodzi relacja:

$$K_s = 1^1 \cdot 2^2 \cdot S^{1+2} = 4S^3$$

zatem

$$K_s = 4 \cdot (3,58 \cdot 10^{-3})^3 = 1,84 \cdot 10^{-7}$$

Odpowiedź: Iloczyn rozpuszczalności wynosi $1,84 \cdot 10^{-7}$.

Uwaga:

W celu obliczenia iloczynu rozpuszczalności na podstawie znanej rozpuszczalności molowej można stosować procedurę odwrotną do opisanej w przykładzie 9.8 lub – prościej – skorzystać z podanej wyżej relacji $K_s = f(S)$ ułożonej dla danego typu elektrolitu.

Przykład 9.10

Który elektrolit ma większą rozpuszczalność w wodzie: $CdCO_3$ ($K_s = 5,2 \cdot 10^{-12}$) czy $Pb(IO_3)_2$ ($K_s = 3,69 \cdot 10^{-13}$)?

Rozwiązanie

Rozpuszczalność $CdCO_3$:

$$K_s = S^2 \Rightarrow S = \sqrt{K_s} = \sqrt{5,2 \cdot 10^{-12}} = 2,6 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

Rozpuszczalność $Pb(IO_3)_2$:

$$K_s = 4S^3 \Rightarrow S = \sqrt[3]{\frac{3,69 \cdot 10^{-13}}{4}} = 4,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

Odpowiedź: Elektrolitem, który ma większą rozpuszczalność jest $Pb(IO_3)_2$.

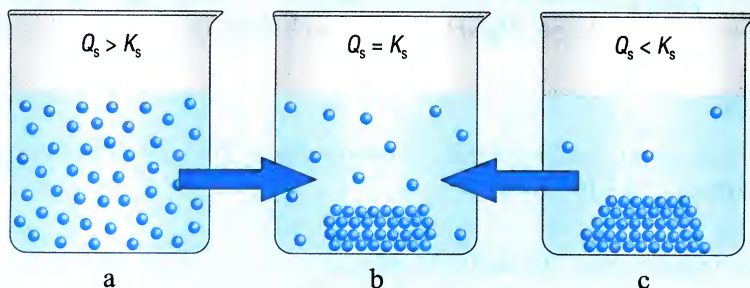
Patrz uwaga nr 3, Przykład 9.8.

Przykład 9.11

Czy po zmieszaniu równych objętości roztworów CaCl_2 i Na_2SO_4 o stężeniach $0,01 \text{ mol/L}$ strąci się osad CaSO_4 ($K_s = 2,4 \cdot 10^{-5}$)?

Analiza problemu

Strącanie słabo rozpuszczalnego elektrolitu zachodzi wtedy, gdy iloczyn aktualnych stężeń jonów (Q_s) jest większy od iloczynu rozpuszczalności. Jeżeli $Q_s < K_s$ to osad, jeśli istnieje, będzie się rozpuszczał. Oczywiście należy pamiętać, że równowaga międzyfazowa może ustalać się powoli. Gdy $Q_s > K_s$ osad powinien się strącać, bo roztwór jest przesycony, ale czasem się zdarza, że rozpoczęcie strącania następuje dopiero po tzw. zaszczepieniu roztworu, czyli wrzuceniu kryształku substancji rozpuszczonej.



Dążenie do stanu równowagi międzyfazowej osad – roztwór (b) z roztworu przesyconego (a) i nienasyconego (c). Roztwór (b) znajduje się w równowadze z osadem. Roztwór (a) jest przesycony i dlatego strąca się w nim osad aż układ osiągnie stan równowagi. W roztworze (c) substancję wprowadzono do czystej wody i następuje jej rozpuszczenie aż do osiągnięcia stężeń równowagowych.

Rozwiązanie

Objętość otrzymanej mieszaniny jest dwa razy większa niż objętość każdego z roztworów, więc po zmieszaniu stężenie wszystkich jonów będzie dwa razy mniejsze niż w roztworach wyjściowych:

$$[\text{Ca}^{2+}] = \frac{1}{2} \cdot 0,01 = 5 \cdot 10^{-3}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{1}{2} \cdot 0,01 = 5 \cdot 10^{-3}$$

$$Q_s = [\text{Ca}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}] = 5 \cdot 10^{-3} \cdot 5 \cdot 10^{-3} = 2,5 \cdot 10^{-5}$$

Zatem $Q_s > K_s$, czyli roztwór jest przesycony.

Odpowiedź: Osad CaSO_4 się strąci.

Uwaga:

Przy obliczaniu wartości aktualnego iloczynu stężeń (Q_s) w roztworze otrzymanym przez zmieszanie dwóch roztworów należy uwzględnić, że objętość otrzymanego roztworu jest sumą objętości roztworów użytych do mieszania. W przypadku roztworów rozcieńczonych można pominąć kontrakcję.

9.207. Zapisać równania określające iloczyn rozpuszczalności w funkcji stężeń poszczególnych jonów dla:

a) SrSO_4 , b) $\text{Ba}(\text{BrO}_3)_2$, c) $\text{La}(\text{IO}_3)_3$, d) MgNH_4PO_4 , e) $\text{Nd}_2(\text{CO}_3)_3$

9.208. Ustalić zależność iloczynu rozpuszczalności od rozpuszczalności molowej (S), oraz funkcji odwrotnej dla soli typu:

a) AB, b) AB_2 (A_2B), c) AB_3 , d) ABC, e) A_2B_3 , f) AB_4

9.209. Obliczyć rozpuszczalność molową soli $CdCO_3$, której iloczyn rozpuszczalności wynosi $1,0 \cdot 10^{-12}$.

9.210. Jakie jest stężenie jonów chlorkowych zawartych w nasyconym roztworze chlorku $HgCl_2$, jeżeli iloczyn rozpuszczalności tej soli wynosi $K_s = 1,41 \cdot 10^{-18}$?

9.211. Iloczyn rozpuszczalności $Ca_3(PO_4)_2$ wynosi $2,07 \cdot 10^{-33}$. Obliczyć rozpuszczalność molową tej soli.

9.212. Obliczyć stężenie jonów węglanowych w nasyconym roztworze węglanu $CaCO_3$ ($K_s = 3,31 \cdot 10^{-9}$).

9.213. Obliczyć rozpuszczalność molową soli $MgNH_4PO_4$, której iloczyn rozpuszczalności wynosi $2,5 \cdot 10^{-13}$.

9.214. Obliczyć iloczyn rozpuszczalności $CaCO_3$ w temperaturze $20^\circ C$, którego rozpuszczalność w tej temperaturze wynosi $6,6 \cdot 10^{-6}$ mol/L.

9.215. Rozpuszczalność $Mg_3(PO_4)_2$ w temperaturze $25^\circ C$ wynosi $6,3 \cdot 10^{-6}$ mol/L. Obliczyć iloczyn rozpuszczalności w tej temperaturze.

9.216. Obliczyć iloczyn rozpuszczalności $Y(IO_3)_3$ w temperaturze $25^\circ C$, którego rozpuszczalność w tej temperaturze wynosi $1,4 \cdot 10^{-3}$ mol/L.

9.217. Który z elektrolitów ma mniejszą rozpuszczalność w wodzie: $Ba(BrO_3)_2$ ($K_s = 2,43 \cdot 10^{-4}$), czy CdF_2 ($K_s = 6,44 \cdot 10^{-3}$)?

9.218. Ile razy rozpuszczalność CuI ($K_s = 1,27 \cdot 10^{-12}$) jest większa od rozpuszczalności $AgBr$ ($K_s = 5,35 \cdot 10^{-13}$)?

9.219. Ile razy rozpuszczalność $Co_3(PO_4)_2$ ($K_s = 2,05 \cdot 10^{-35}$) jest większa od rozpuszczalności $Cu_3(AsO_4)_2$ ($K_s = 7,95 \cdot 10^{-36}$)?

9.220. Czy po zmieszaniu równych objętości roztworów $AgNO_3$ i $NaCl$ o stężeniach równych $0,1$ mol/dm³ otrzymano osad $AgCl$, którego iloczyn rozpuszczalności wynosi $1,78 \cdot 10^{-10}$?

9.221. Do roztworu $AgNO_3$ dodano roztwór równomolowej mieszaniny $NaCl$ i Na_2SO_4 . Jaki osad otrzymano?

9.222. Czy po zmieszaniu równych objętości roztworów $(NH_4)_2CO_3$ o stężeniu $0,05$ mol/dm³ i $ZnSO_4$ o tym samym stężeniu wytrąci się osad $ZnCO_3$ ($K_s = 1,46 \cdot 10^{-10}$)?

9.223. Do 20 cm³ roztworu $MgSO_4$ o stężeniu $0,04$ mol/dm³ dodano 10 cm³ roztworu KF o stężeniu $0,02$ mol/dm³. Czy z tak otrzymanego roztworu wytrącił się osad MgF_2 ($K_s = 6,03 \cdot 10^{-9}$)?

9.224. Obliczyć masę węglanu magnezu, która rozpuści się w 100 cm^3 0,1-molowego roztworu węglanu Na_2CO_3 (iloczyn rozpuszczalności MgCO_3 $K_s = 6,31 \cdot 10^{-5}$).

9.225. Ile należy dodać 0,01-molowego roztworu PbCl_2 do 5 dm^3 0,5-molowego roztworu Na_3PO_4 , aby uzyskać osad $\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$ ($K_s = 3,9 \cdot 10^{-45}$)?

9.226. Iloczyn rozpuszczalności MgCO_3 wynosi $6,31 \cdot 10^{-5}$. Na tej podstawie sformułowano następujące wnioski:

- Jeżeli iloczyn stężeń $[\text{Mg}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}]$ jest mniejszy, to osad się nie wytrąci;
- Każdy roztwór, w którym iloczyn stężeń jest większy niż K_s będzie roztworem nienasyconym;
- Dodanie do nasyconego roztworu MgCO_3 niewielkiej ilości Na_2CO_3 spowoduje wytrącenie się osadu tej soli;
- W roztworze, w którym iloczyn stężeń jest równy iloczynowi rozpuszczalności układ jest w równowadze dynamicznej.

Który z powyższych wniosków jest prawdziwy?

9.227. Ile gramów MgCO_3 znajduje się w 100 ml nasyconego roztworu tej soli, jeżeli jej iloczyn rozpuszczalności wynosi $6,31 \cdot 10^{-5}$?

9.228. W 200 ml nasyconego roztworu MgCO_3 (w temp. 25°C) znajduje się $0,05$ mola tej soli. Obliczyć jej iloczyn rozpuszczalności.

9.229. Czy po zmieszaniu 100 cm^3 roztworu $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ o stężeniu $0,02 \text{ mol/dm}^3$ i 200 cm^3 roztworu NaBrO_3 o stężeniu $0,04 \text{ mol/dm}^3$ otrzymano osad $\text{Ba}(\text{BrO}_3)_2$ ($K_s = 2,43 \cdot 10^{-4}$)?

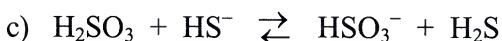
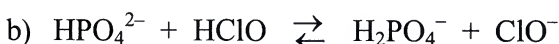
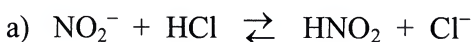
9.230. W jakiej objętości wody rozpuści się $2,5 \text{ g}$ LiF ($K_s = 2,57 \cdot 10^{-3}$)?

9.231. Ustalić zależność $s(S)$ gdzie: s – rozpuszczalność masowa (patrz przykład 8.13), S – rozpuszczalność molowa (patrz przykład 9.8):

a) ścisłą, b) przybliżoną dla rozcieńczonego roztworu wodnego, przy założeniu, że objętość roztworu wyrażona w litrach jest równa liczbowo masie rozpuszczalnika wyrażonej w kilogramach.

9.11. Teoria Brønsteda

9.232. W podanych zapisach równowag chemicznych wskazać dwie sprzężone pary kwas–zasada:



9.233. Które z podanych drobin w roztworach wodnych są kwasami, a które są zasadami Brønsteda?

- a) Cl^- , NO_3^- , H_2PO_4^-
- b) HCl , HNO_3 , H_3PO_4

9.234. Do każdego z podanych kwasów Brønsteda dopisać sprzężoną z nim zasadę:

- a) H_2SiO_3 , b) H_2S , c) H_3PO_4

9.235. Do każdej z następujących zasad Brønsteda dopisać sprzężony z nią kwas:

- a) OH^- , b) ClO_4^- , c) Br^- , d) CN^-

9.236. Które z podanych substancji w roztworach wodnych mogą odgrywać jednocześnie rolę kwasu i zasady Brønsteda?

- a) $\text{H}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$, $\text{H}_3\text{Fe}(\text{CN})^-$, $\text{H}_2\text{Fe}(\text{CN})^{2-}$, $\text{HFe}(\text{CN})^{3-}$, $\text{Fe}(\text{CN})^{4-}$
- b) HS_2O_3^- , HNO_3 , OH^- , HF
- c) NH_3 , H_3O^+ , CN^-

9.237. Dla podanych niżej kwasów Brønsteda zapisać równania reakcji z wodą. Dla danego kwasu wskazać sprzężoną z nim zasadę.

- a) HCN , b) H_2SO_4 , c) H_3PO_4 , d) HBr

9.238. Dla podanych niżej zasad Brønsteda zapisać równania reakcji z wodą. W równaniach wskazać sprzężone pary kwas–zasada.

- a) NH_3 , b) HCO_3^- , c) SO_4^{2-} , d) H_2O , e) HS^-

9.239. Który z kwasów w danej parze jest mocniejszy i dlaczego?

- a) H_2S i HBr
- b) H_2SO_4 i H_3PO_4
- c) HNO_3 i HNO_2
- d) HCl i HBr

9.240. Posługując się wartościami stałych dysocjacji określić, w którą stronę przesunie się równowaga reakcji przebiegających w roztworach wodnych po dodaniu mocnego kwasu.

- a) $\text{HClO}_3 + \text{HC}_2\text{O}_4^- \rightleftharpoons \text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$
- b) $\text{NO}_2^- + \text{HCl} \rightleftharpoons \text{HNO}_2 + \text{Cl}^-$
- c) $\text{Cl}^- + \text{HCN} \rightleftharpoons \text{HCl} + \text{CN}^-$
- d) $\text{HPO}_4^{2-} + \text{HClO} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{ClO}^-$
- e) $\text{HCO}_3^- + \text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{CH}_3\text{COO}^-$
- f) $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{HS}^- \rightleftharpoons \text{HSO}_3^- + \text{H}_2\text{S}$

9.241. Następujące kwasy zapisać w kolejności – od najslabszego do najmocniejszego.

- a) HI, HCl, HF, HBr
- b) H₂SO₄, H₂S₂O₃, H₂S, H₂SO₃
- c) H₂S, H₂Se, H₂Te
- d) HCl, HClO, HClO₂, HClO₄

9.242. W podanych parach kwasów wskazać kwas mocniejszy. Odpowiedź uzasadnić.

- a) H₃PO₄ i H₂PO₄⁻
- b) H₂CO₃ i HCO₃⁻
- c) H₂SO₄ i HSO₄⁻
- d) H₂S₂O₄ i HC₂O₄⁻

9.243. W każdej z par wskazać ten związek, który jest mocniejszą zasadą.

- a) NaOH i KOH
- b) KOH i Ca(OH)₂

9.244. W których reakcjach woda jest kwasem, a w których zasadą Brønsteda (kwas oddaje proton, a zasada go przyjmuje)?

- a) $\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HNO}_3 + \text{OH}^-$
- b) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HSO}_4^-$
- c) $\text{HF} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{F}^-$
- d) $\text{S}^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HS}^- + \text{OH}^-$
- e) $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HS}_2\text{O}_3^-$
- f) $\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$

9.245. Uzupełnić tabelkę wpisując w puste pola odpowiednie wzory sprzężonych kwasów i zasad:

Kwas	Zasada
H ₃ O ⁺	
	OH ⁻
	PO ₄ ³⁻
NH ₄ ⁺	
HCl	
	HSO ₃ ⁻
C ₂ H ₅ OH	

9.246. Która spośród podanych drobin nie jest ani zasadą, ani kwasem Brønsteda?

- a) H₂S, b) NH₃, c) H₂O, d) K⁺

9.247. Według teorii Brønsteda każdy kwas ma sprzężoną z nim zasadę. Im silniejszy kwas tym słabsza zasada. Pierwiastki grupy 16. tworzą kwasy tlenowe. Uszeregować kwasy w kolejności – od najsłabszego do najmocniejszego, a sprzężone z nimi zasady – w kolejności odwrotnej:

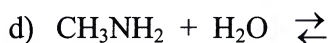
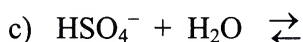
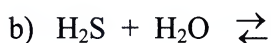
kwas	zasada
H_2SO_4	HSO_4^-
H_2SeO_4	HSeO_4^-
H_2TeO_4	HTeO_4^-

9.248. Wodny roztwór kwasu H_2SO_4 zawiera następujące drobiny: H_2SO_4 , H_3O^+ , HSO_4^- , SO_4^{2-} , H_2O i OH^- . Wskazać tę drobinę, która jest tylko zasadą i tę, która jest tylko kwasem Brønsteda.

9.249. Do podanych niżej związków dopisać drugą formę tak, aby utworzyć sprzężoną parę kwas–zasada:

a) NH_3 , b) H_2SO_4 , c) H_2O , d) HBr

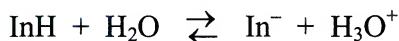
9.250. Zapisać równania reakcji z wodą następujących kwasów i zasad Brønsteda. Podać sprzężone pary kwas–zasada.



9.251. Podane niżej drobiny zawarte w roztworze wodnym podzielić na te, które mogą pełnić funkcję tylko kwasu, tylko zasady, oraz kwasu i zasady Brønsteda:

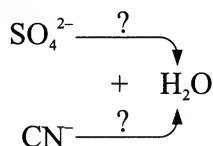
H_2O , H_2SO_4 , HS^- , NH_3 , HCl , Br^- , $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_3$

9.252. Wskaźnik kwasowy reaguje z wodą w myśl poniższego równania:



Zawartość której formy wskaźnika wzrośnie po dodaniu mocnego kwasu?

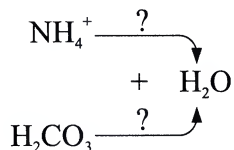
9.253. Teoria Brønsteda pozwala na przewidywanie kierunku reakcji w przypadku wprowadzenia do wody dwóch zasad:



Korzystając z poniższej tabeli ustalić, która z tych zasad jest mocniejsza, czyli która z nich wejdzie w reakcję z wodą.

K_a	Mocne kwasy	Słabe zasady	K_b
55,4	\uparrow H_3O^+	H_2O	$1,80 \cdot 10^{-16}$
$1,0 \cdot 10^{-2}$	HSO_4^-	SO_4^{2-}	$1,0 \cdot 10^{-12}$
$5,0 \cdot 10^{-3}$	HClO_2	ClO_2^-	$2,0 \cdot 10^{-12}$
$1,8 \cdot 10^{-5}$	CH_3COOH	CH_3COO^-	$5,5 \cdot 10^{-10}$
$4,5 \cdot 10^{-7}$	H_2CO_3	HCO_3^-	$2,2 \cdot 10^{-8}$
$1,0 \cdot 10^{-7}$	H_2S	HS^-	$1,0 \cdot 10^{-7}$
$5,5 \cdot 10^{-10}$	NH_4^+	NH_3	$1,8 \cdot 10^{-5}$
$4,0 \cdot 10^{-10}$	HCN	CN^-	$2,5 \cdot 10^{-5}$
$1,3 \cdot 10^{-13}$	HS^-	S^{2-}	$8,0 \cdot 10^{-2}$
$1,80 \cdot 10^{-16}$	H_2O	OH^- \downarrow	55,4
	Słabe kwasy	Mocne zasady	

9.254. Teoria Brønsteda pozwala na przewidywanie kierunku reakcji w przypadku wprowadzenia do wody dwóch kwasów:



Korzystając z powyższej tabeli ustalić, który z tych kwasów jest słabszy, czyli który z nich nie wejdzie w reakcję z wodą.

9.255. Uzupełnić tabelkę wpisując w puste pola odpowiednie wzory sprzężonych kwasów i zasad:

Kwas	Zasada
H_2S	
	HCO_3^-
	ClO_2^-
HCN	
HF	
	Cl^-
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	

Rozdział 10.

Reakcje utleniania-redukcji

10.1. Stopień utlenienia

10.1. Obliczyć stopnie utlenienia pierwiastków w związkach:

- | | |
|--|--|
| a) H_2SO_4 , H_2SO_3 , H_3PO_4 , | b) H_2S , HClO , HClO_3 , |
| c) Na_2SO_4 , K_2SO_3 , P_2O_5 , | d) Na_2S , HClO_4 , NaClO_3 , |
| e) NH_3 , N_2O , SO_2 , | f) SO_3 , P_2O_3 , NH_4Cl . |

10.2. Obliczyć stopnie utlenienia pierwiastków w związkach: NaAlO_2 , Al_2O_3 , NaOH , H_2O , HIO_3 , Na_2HPO_4 .

10.3. Obliczyć stopnie utlenienia pierwiastków w związkach: MnO_2 , KMnO_4 , K_2CrO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, K_2MnO_4 , Cr_2O_3 .

10.4. Obliczyć stopnie utlenienia pierwiastków w podanych wodorkach: NaH , MgH_2 , AlH_3 , CH_4 , NH_3 , H_2S , HCl .

10.5. W której z wymienionych par związków stopnie utlenienia danego pierwiastka są różne: 1) żelaza w Fe_2O_3 i FeCl_3 , 2) chromu w CrO_3 i $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, 3) wodoru w H_2S i NH_3 , 4) manganu w MnO_2 i KMnO_4 ?

10.6. Jaki powinien być wzór tlenku na najwyższym stopniu utlenienia: jodu, bizmutu, selenu, boru, cezu i cyny?

* **10.7.** Obliczyć stopnie utlenienia atomów centralnych w następujących jonach:

- | |
|---|
| a) SO_4^{2-} , MnO_4^- , PO_4^{3-} , ClO_4^- , CO_3^{2-} , |
| b) AsO_2^- , AsO_3^{3-} , AsO_4^{3-} , MnO_3^{2-} , H_2PO_4^- . |

* **10.8.** W których związkach mangan wykazuje stopień utlenienia IV: K_2MnO_4 , $\text{MnO}(\text{OH})_2$, CaMnO_3 , NaMnO_4 , Mn_3O_4 ?

* **10.9.** Obliczyć stopień utlenienia krzemu w następujących związkach: KAlSi_3O_8 , $\text{H}_4\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_9$, $\text{CaMg}_3\text{Si}_4\text{O}_{12}$.

* **10.10.** Które z wymienionych związków zawierają dwa atomy tego samego pierwiastka o różnych stopniach utlenienia: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, Fe_3O_4 , $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, Pb_3O_4 ?

10.11. Obliczyć wartości indeksów stechiometrycznych (x) w następujących cząsteczkach i jonach:

- | |
|--|
| a) $\text{HCl}^{\text{V}}\text{O}_x$, $\text{Mg}_2\text{P}^{\text{V}}\text{O}_7$, $\text{H}_x\text{Mn}^{\text{VI}}\text{O}_4$, |
| b) $\text{HN}^{\text{III}}\text{O}_x$, $\text{Na}_2\text{S}^{\text{VI}}\text{O}_7$, $\text{Zr}^{\text{IV}}(\text{OH})_x$, |
| c) $\text{Bi}^{\text{V}}\text{O}_3^-$, $\text{H}_2\text{P}^{\text{V}}\text{O}_x^-$, $\text{Cl}^{\text{VII}}\text{O}_4^-$, |
| * d) $[\text{Au}^{\text{III}}\text{Cl}_x]^-$, $\text{Fe}^{\text{III}}_x[\text{Fe}^{\text{II}}(\text{CN})_6]_3$, $\text{Fe}^{\text{II}}_3[\text{Fe}^{\text{III}}(\text{CN})_6]_x$. |

10.12. Obliczyć ładunek (z) w następujących jonach:

- a) $\text{Br}^{\text{V}}\text{O}_3^z$, $\text{As}^{\text{V}}\text{O}_4^z$, $\text{Mn}^{\text{IV}}\text{O}_3^z$,
- b) $\text{H}_2\text{B}^{\text{III}}\text{O}_3^z$, $\text{Cr}^{\text{VI}}_2\text{O}_7^z$, $\text{Pb}^{\text{IV}}\text{O}_3^z$,
- * c) $[\text{Os}^{\text{VIII}}\text{O}_4(\text{OH})_2]^z$, $[\text{Cu}^{\text{II}}(\text{NH}_3)_4]^z$, $[\text{Fe}^{\text{II}}(\text{CN})_6]^z$,
- * d) $\text{U}^{\text{IV}}\text{O}_2^z$, $\text{Pu}^{\text{VII}}\text{O}_5^z$, $[\text{Fe}^{\text{III}}(\text{CN})_6]^z$.

* **10.13.** Obliczyć wartości indeksów stechiometrycznych (x) w następujących substancjach: $\text{Mn}^{\text{II}}\text{M}^{\text{III}}_x\text{O}_4$, $\text{U}^{\text{V}}_2\text{U}^{\text{VI}}\text{O}_x$, $\text{U}^{\text{IV}}_x\text{U}^{\text{V}}_2\text{O}_9$.

10.2. Równania chemiczne reakcji utleniania-redukcji

10.14. Które z podanych niżej reakcji są reakcjami redoks?

- 1) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Mg} \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2$
- 2) $\text{FeCl}_3 + 3 \text{NaOH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 + 3 \text{NaCl}$
- 3) $\text{Zn} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Pb} + \text{Zn}(\text{NO}_3)_2$
- 4) $\text{AlCl}_3 + 3 \text{NH}_3 + 3 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + 3 \text{NH}_4\text{Cl}$
- 5) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{NaOH} \rightarrow \text{HgO} + 2 \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 6) $2 \text{F}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 4 \text{HF} + \text{O}_2$
- 7) $\text{As}_2\text{O}_3 + 6 \text{NaOH} \rightarrow 2 \text{Na}_3\text{AsO}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$

10.15. Wskazać reduktor i utleniacz (elektronator i deelektronator), a następnie ułożyć półwolkowe równania redukcji i utleniania dla następujących reakcji:

- a) $\text{Sn}^{4+} + \text{Fe} \rightarrow \text{Sn}^{2+} + \text{Fe}^{2+}$
- b) $2 \text{Cu}^{2+} + 2 \text{I}^- \rightarrow 2 \text{Cu}^+ + \text{I}_2$
- c) $\text{S}^{2-} + \text{I}_2 \rightarrow \text{S} + 2 \text{I}^-$
- d) $2 \text{Fe}^{2+} + \text{Br}_2 \rightarrow 2 \text{Fe}^{3+} + 2 \text{Br}^-$
- e) $\text{Au}^{3+} + 3 \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Au} + 3 \text{Fe}^{3+}$

10.16. Wskazać reduktor i utleniacz (elektronator i deelektronator), a następnie ułożyć półwolkowe równania redukcji i utleniania dla następujących reakcji:

- a) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$
- b) $2 \text{Al} + 3 \text{S} \rightarrow \text{Al}_2\text{S}_3$
- c) $2 \text{FeCl}_3 + \text{SnCl}_2 \rightarrow 2 \text{FeCl}_2 + \text{SnCl}_4$
- d) $2 \text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CaO}$
- e) $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2 + \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Sn}(\text{NO}_3)_4 + \text{Hg}$
- f) $2 \text{SbCl}_5 + 5 \text{Fe} \rightarrow 2 \text{Sb} + 5 \text{FeCl}_2$

10.17. Wskazać reduktor i utleniacz (elektronator i deelektronator), a następnie ułożyć połówkowe równania redukcji i utleniania dla następujących reakcji:

- a) $8 \text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 4 \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + 4 \text{H}_2\text{O}$
- b) $2 \text{FeCl}_3 + \text{SnCl}_2 \rightarrow 2 \text{FeCl}_2 + \text{SnCl}_4$
- c) $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{HCl}$
- d) $4 \text{Mg} + 10 \text{HNO}_3 \rightarrow 4 \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O} + 5 \text{H}_2\text{O}$
- e) $\text{Ca} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$
- f) $2 \text{Al} + 6 \text{HCl} \rightarrow 2 \text{AlCl}_3 + 3 \text{H}_2$
- g) $2 \text{H}_2\text{S} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{SO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$

10.18. Dobrać współczynniki w niżej podanych równaniach chemicznych:

- a) $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- b) $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$
- c) $\text{HNO}_3 + \text{NO} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2$
- d) $\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- e) $\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- f) $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$

10.19. Dobrać współczynniki w niżej podanych równaniach chemicznych:

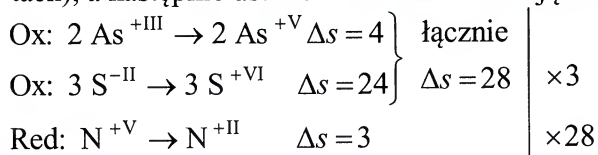
- a) $\text{PbO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{PbCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- b) $\text{ZnS} + \text{O}_2 \rightarrow \text{ZnO} + \text{SO}_2$
- c) $\text{Pb} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2$
- d) $\text{HClO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{HCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$
- e) $\text{SnCl}_2 + \text{HgCl}_2 \rightarrow \text{SnCl}_4 + \text{Hg}$
- f) $\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}$
- g) $\text{BiCl}_3 + \text{SnCl}_2 \rightarrow \text{Bi} + \text{SnCl}_4$

10.20. Dobrać współczynniki w równaniach chemicznych:

- a) $\text{Hg} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- b) $\text{HNO}_3 + \text{HI} \rightarrow \text{NO}_2 + \text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- c) $\text{Mg} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$
- d) $\text{P} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}$
- e) $\text{As}_2\text{O}_3 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{N}_2\text{O}_3$
- * f) $\text{AsH}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- ** g) $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}$

Wskazówka: Jeżeli w reakcji biorą udział dwa reduktory, to należy obliczyć ich łączną

zmianę stopnia utlenienia (z uwzględnieniem indeksów stechiometrycznych w substratach), a następnie ustalić mnożniki bilansujące utlenianie i redukcję:



10.21. W niżej podanych równaniach chemicznych dobrać współczynniki:

- $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Br}_2 + \text{HClO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HBrO}_3 + \text{HCl}$
- $\text{HClO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{CuS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{CuO} + \text{S} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{SO}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4$
- $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$

10.22. Uzupelnic współczynnikami równania chemiczne:

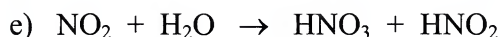
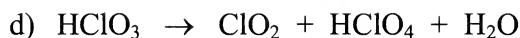
- $\text{Ag}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{AgNO}_3 + \text{S} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{HClO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$
- $\text{HClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$
- $\text{Sb}_2\text{S}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Sb}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$
- $\text{Sb}_2\text{S}_3 + \text{Fe} \rightarrow \text{FeS} + \text{Sb}$
- * $\text{AsH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{As}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- * $\text{AsH}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$

* **10.23.** Dobrac współczynniki w niżej podanych równaniach chemicznych:

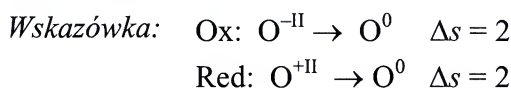
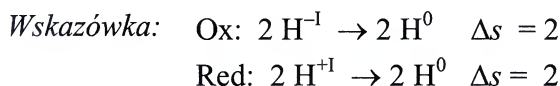
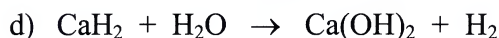
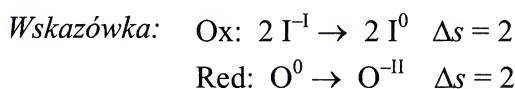
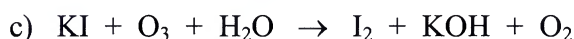
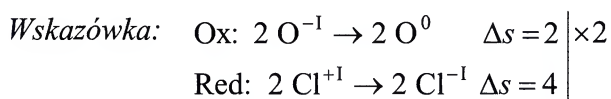
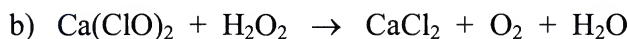
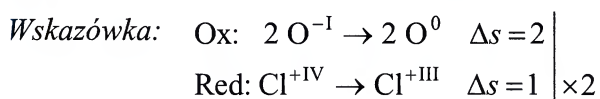
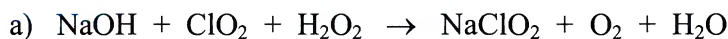
- $\text{NaNO}_2 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{NaNO}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{NO} + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{NaNO}_3 + \text{Zn} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{KOH} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{KBrO}_3 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{I}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{HCl}$
- $\text{Br}_2 + \text{HClO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HBrO}_3 + \text{HCl}$
- $\text{KIO}_3 + \text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

* **10.24.** Dobrac współczynniki w podanych równaniach reakcji dysproporcjonowania:

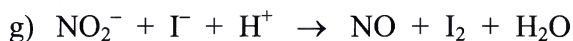
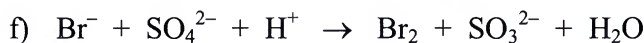
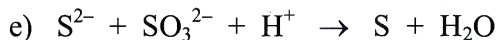
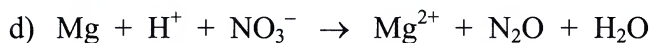
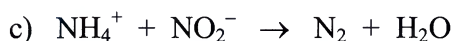
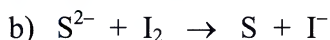
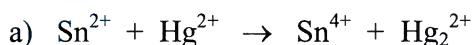
- $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KClO}_4 + \text{KCl}$
- $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$
- $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{ClO})_2 + \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$



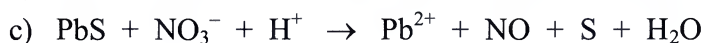
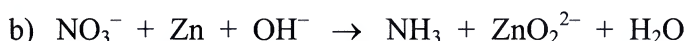
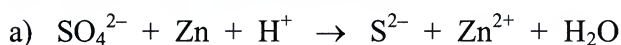
** 10.25. Uzupełnić podane równania reakcji chemicznych:



10.26. Obliczyć współczynniki w niżej podanych jonowych równaniach reakcji:

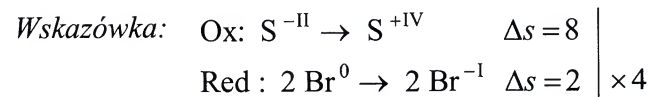
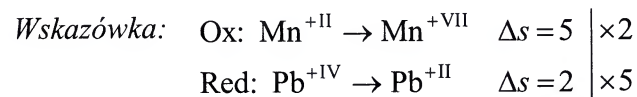
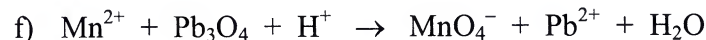
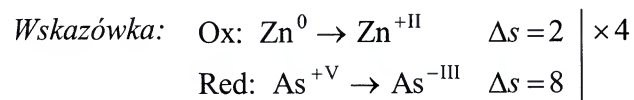
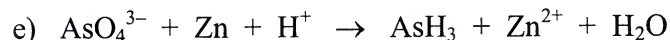
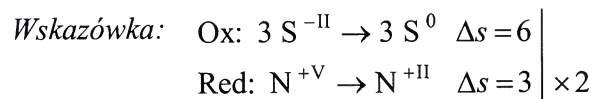
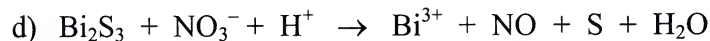
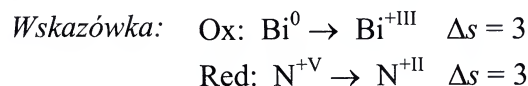
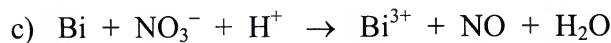
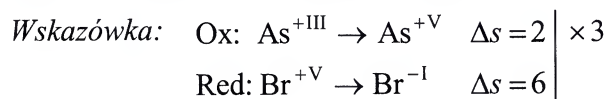
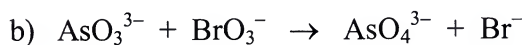
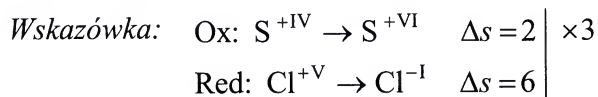
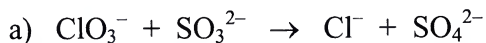


* 10.27. W niżej podanych równaniach chemicznych dobrać współczynniki, a następnie zaproponować formę cząsteczkową:

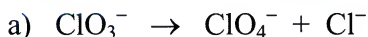


- d) $\text{As}_2\text{S}_5 + \text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{AsO}_4^{3-} + \text{SO}_4^{2-} + \text{NO} + \text{H}^+$
 e) $\text{AsO}_3^{3-} + \text{ClO}^- \rightarrow \text{AsO}_4^{3-} + \text{Cl}^-$
 f) $\text{SO}_3^{2-} + \text{HPO}_3^{2-} + \text{H}^+ \rightarrow \text{S} + \text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
 g) $\text{AsO}_4^{3-} + \text{S}^{2-} + \text{H}^+ \rightarrow \text{AsO}_3^{3-} + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$

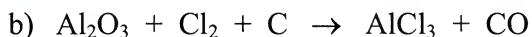
**** 10.28.** Dobrać współczynniki w niżej podanych równaniach chemicznych, a następnie zaproponować formę cząsteczkową:



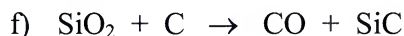
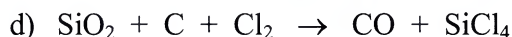
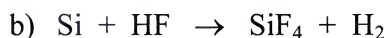
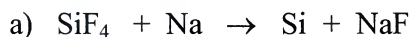
* **10.29.** Uzupełnić niżej podane jonowe równania reakcji dysproporcjonowania:



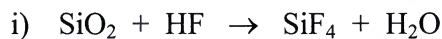
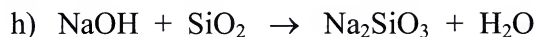
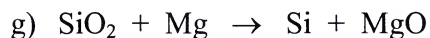
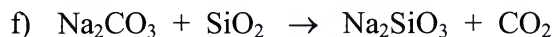
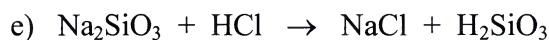
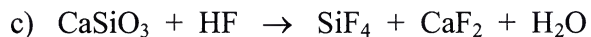
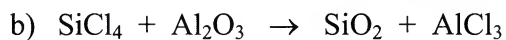
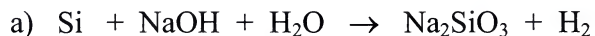
10.30. Wskazać reduktor i utleniacz (elektronator i dezelektronator) w niżej podanych równaniach, a następnie dobrać współczynniki:



10.31. Wskazać reduktor i utleniacz (elektronator i dezelektronator), a następnie dobrać współczynniki w podanych niżej równaniach:



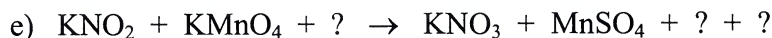
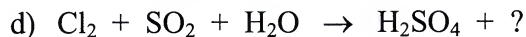
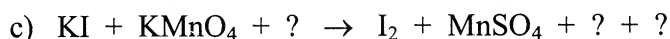
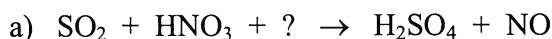
10.32. Które z podanych niżej reakcji są reakcjami redoks? Wskazać reduktor i utleniacz (elektronator i dezelektronator), a następnie dobrać współczynniki:



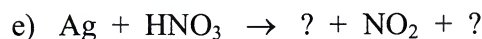
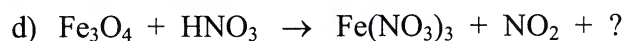
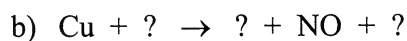
10.33. Czy w celu przeprowadzenia tlenu związanego chemicznie w wolny pierwiastek należy przeprowadzić proces utleniania (dezelektronacji), czy redukcji (elektronacji)?

- 10.34.** Które z podanych atomów lub jonów mogą odgrywać rolę utleniacza (dezelektronatora): a) atomy sodu, b) jony sodu, c) jony chlorkowe, d) atomy siarki, e) jony dioksoazotanowe(III), f) jony tetraoksochloranowe(VII), g) jony nadtlencowe (O_2^{2-}), h) cząsteczki wodoru, i) jony żelaza(II)?
- 10.35.** Które z podanych atomów lub jonów mogą odgrywać rolę reduktora (elektroreduktora): a) jony wodorowe, b) cząsteczki wodoru, c) jony tlenkowe, d) cząsteczki tlenu, e) atomy żelaza, f) jony siarczkowe, g) cząsteczki azotu, h) jony oksochloranowe(I), i) jony trioksoazotanowe(V), j) jony tetraoksomanganianowe(VII)?
- 10.36.** Podać przykład jonu, który w reakcjach chemicznych może odgrywać rolę: a) tylko utleniacza (dezelektronatora), b) tylko reduktora (elektroreduktora), c) reduktora lub utleniacza (elektroreduktora lub dezelektronatora).
- * **10.37.** Podać przykład pierwiastka, który na zerowym stopniu utlenienia może odgrywać w reakcjach chemicznych rolę: a) tylko utleniacza (dezelektronatora), b) tylko reduktora (elektroreduktora), c) reduktora lub utleniacza (elektroreduktora lub dezelektronatora).
- 10.38.** Amoniak można utlenić tlenem, otrzymując azot i parę wodną lub tlenek NO i parę wodną, lub też ditlenek NO_2 i parę wodną w zależności od stosunku molowego reagentów i warunków przeprowadzenia reakcji (temperatura, ciśnienie, katalizator). Ułożyć równania trzech możliwych reakcji utleniania amoniaku i obliczyć liczbę moli tlenu przypadającą na 1 mol amoniaku w każdej z nich.
- 10.39.** W reakcji kwasu HNO_3 o średnim stężeniu (do 30%) z miedzią tworzy się bezbarwny gaz brunatniejący na powietrzu. Ułożyć równanie reakcji i obliczyć, ile gramów HNO_3 przereaguje z 3 g miedzi.
- * **10.40.** Podczas działania kwasu HNO_3 na rtęć powstaje sól rtęci dwuwartościowej i wydzielą się bezbarwny gaz brunatniejący na powietrzu. Ułożyć równanie reakcji i obliczyć, jaką objętość zająłby powstający gaz zebrany w urządzeniu uniemożliwiającym dostęp tlenu: a) w warunkach normalnych, b) w temperaturze 288 K pod ciśnieniem 1021 hPa, gdyby do reakcji użyć 1 g rtęci.
- * **10.41.** W reakcji żelaza z kwasem HNO_3 o średnim stężeniu wydzielą się brunatny gaz, a w roztworze tworzy się sól trójwartościowego żelaza. Ułożyć równanie reakcji. Obliczyć, jaką objętość zajmie otrzymany gaz: a) w warunkach normalnych, b) w temperaturze 288 K pod ciśnieniem 938 hPa, jeżeli użyjemy do reakcji 10 g żelaza.
- 10.42.** W reakcji kwasu HNO_3 ze srebrem powstaje tlenek N_2O_4 , azotan $AgNO_3$ i woda. Ułożyć równanie reakcji. Obliczyć, ile gramów HNO_3 zostanie zużyte do otrzymania 340 g soli $AgNO_3$.
- * **10.43.** W reakcji cynku ze stężonym kwasem HNO_3 wydzielą się tlenek N_2O . Ułożyć równanie reakcji i obliczyć objętość, jaką zajmie ten tlenek: a) w warunkach normalnych, b) w temperaturze 286 K pod ciśnieniem 1026 hPa, jeżeli w reakcji zużyje się 5 moli kwasu HNO_3 .

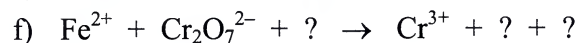
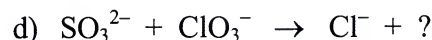
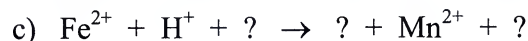
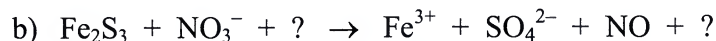
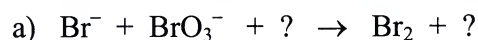
**** 10.44.** Uzupełnić podane schematy równań, dopisując w miejscach znaków zapytania brakujące reagenty, a następnie dobrać współczynniki stechiometryczne:



**** 10.45.** Uzupełnić podane schematy równań, dopisując w miejscach znaków zapytania brakujące reagenty, a następnie dobrać współczynniki stechiometryczne:



**** 10.46.** Uzupełnić podane schematy równań jonowych, dopisując w miejsce znaków zapytania brakujące reagenty, a następnie dobrać współczynniki stechiometryczne:



Rozdział 11.

Elektrochemia

11.1. Ogniwa. Szereg napięciowy

Przykład 11.1

Płytkę kadmową o masie 100 g zanurzano w roztworze CuSO_4 . Po pewnym czasie płytkę wyjęto, wysuszono i stwierdzono, że jej masa wynosi 90 g. Obliczyć, ile gramów miedzi osadziło się na płytce.

Rozwiązanie

Metoda I

Po zanurzeniu płytki kadmowej w roztworze CuSO_4 zachodziła reakcja:



czyli



stosunek stechiometryczny: 112 g

64 g

Z równania reakcji i stosunku stechiometrycznego wynika, że przejście do roztworu 1 mola kadmu powoduje zmniejszenie masy płytki o 112 g, lecz równoczesne osadzenie się na płytce mola miedzi, powoduje wzrost jej masy o 64 g. Przy wymianie 1 mola metali masa płytki maleje o $(112 - 64) \text{ g} = 48 \text{ g}$. Masa płytki rozpatrywanej w zadaniu zmalała o $(100 - 90) \text{ g} = 10 \text{ g}$. Stosunek liczby gramów, o jaką zmalała masa płytki, do liczby gramów wydzielonego metalu jest wielkością stałą.

Obliczenia:

Sposób I (z równania)

$$\frac{48 \text{ g}}{64 \text{ g}} = \frac{10 \text{ g}}{x} \quad x = 13,3 \text{ g}$$

Sposób II (z proporcji)

Jeżeli ubytek masy o 48 g wynika z wydzielenia 64 g Cu
to ubytek masy o 10 g wynika z wydzielenia x Cu

$$x = \frac{10 \text{ g} \cdot 64 \text{ g}}{48 \text{ g}} = 13,3 \text{ g}$$

Odpowiedź: Na płytce wydzielilo się 13,3 g miedzi.

Metoda II

Zakładamy, że na płytce kadmowej osadziło się x gramów miedzi. Do roztworu przeszło równocześnie y gramów kadmu:

stosunek stechiometryczny: 112 g

64 g

równanie chemiczne: $\text{Cd} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cd}^{2+} + \text{Cu}$

wielkości szukane:

$y(\text{g})$

$x(\text{g})$

Masa płytki maleje o $(y - x)$ gramów, czyli $100 \text{ g} - 90 \text{ g}$ według danych zadania, zatem:

$$y - x = 10$$

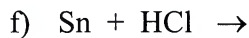
Ze stosunku stechiometrycznego wynika, że

$$\frac{112}{64} = \frac{y}{x}$$

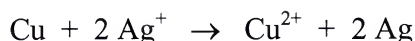
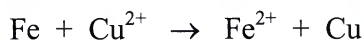
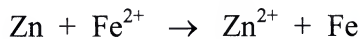
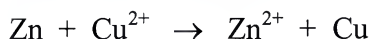
Po rozwiązaniu tego układu równań otrzymamy $x = 13,3$.

Odpowiedź: Na płytce wydzielilo się 13,3 g miedzi.

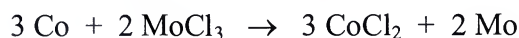
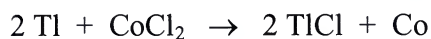
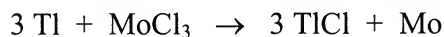
11.1. Ułożyć równania podanych niżej reakcji lub zaznaczyć, że reakcja nie zachodzi:



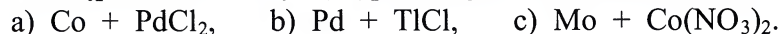
11.2. Uszeregować metale, biorące udział w podanych reakcjach, według malejących właściwości redukujących (elektronacyjnych):



* **11.3.** Uszeregować metale, biorące udział w podanych reakcjach, według malejących właściwości redukujących (elektronacyjnych):



a następnie ustalić, czy będą przebiegały następujące reakcje:



11.4. Opisać czynności doświadczalne, jakie należy wykonać, aby stwierdzić, który z metali jest reaktywniejszy: tantal czy wolfram.

11.5. Na podstawie tablic standardowych potencjałów elektrodowych ustalić:

a) czy kadm może wypierać z roztworu jony cyny(II),

b) czy bizmut może wypierać wodór z kwasów,

c) czy gazowy wodór przepuszczany przez roztwór AgNO_3 może spowodować wytrącenie metalicznego srebra,

d) czy metaliczny beryl może zredukować (elektronować) jony Fe^{2+} do Fe,

e) czy jony MnO_4^- mogą utlenić (deelektronować) jony S^{2-} do wolnej siarki,

f) czy jony S^{2-} mogą zredukować (elektronować) jony SO_4^{2-} do jonów SO_3^{2-} .

11.6. Na podstawie tablic standardowych potencjałów elektrodowych ustalić, czy można:

a) utlenić (deelektronować) jonami Au^{3+} : 1) Cl^- , 2) Fe^{2+} , 3) H_2 , 4) Pb^{2+} , 5) F^- ,

b) zredukować (elektronować) za pomocą H_2 : 1) Br_2 , 2) Al^{3+} , 3) Pb^{4+} , 4) Fe^{2+} , 5) Fe^{3+} ,

c) utlenić (deelektronować) jonami H^+ : 1) Br^- , 2) Sn^{2+} , 3) Al, 4) Fe^{2+} , 5) Pb^{2+} ,

d) zredukować (elektronować) jonami Sn^{2+} : 1) Cu^{2+} , 2) Au^{3+} , 3) Fe^{3+} , 4) Cl_2 , 5) MnO_4^- (w środowisku kwaśnym).

11.7. Który z dwóch jonów jest silniejszym reduktorem (elektronatorem):

- a) S^{2-} czy Cl^- , b) Cl^- czy Br^- ,
 c) Fe^{2+} czy Pb^{2+} , d) SO_3^{2-} czy NO_2^- ?

11.8. Który z dwóch jonów jest silniejszym utleniaczem (deelektronatorem):

- a) Ag^+ czy Pb^{2+} , b) Pb^{4+} czy NO_3^- ,
 c) Sn^{4+} czy NO_3^- , d) $Cr_2O_7^{2-}$ czy MnO_4^- (w środowisku kwaśnym)?

11.9. Obliczyć liczbę moli elektronów x w następujących równaniach reakcji elektrodowych:

- a) $ClO_4^- + 8 H^+ + x e^- \rightleftharpoons Cl^- + 4 H_2O$
 b) $Cr_2O_7^{2-} + 14 H^+ + x e^- \rightleftharpoons 2 Cr^{3+} + 7 H_2O$
 c) $Br_2 + 6 H_2O - x e^- \rightleftharpoons 2 BrO_3^- + 12 H^+$
 d) $Sb + 4 OH^- - x e^- \rightleftharpoons SbO_2^- + 2 H_2O$

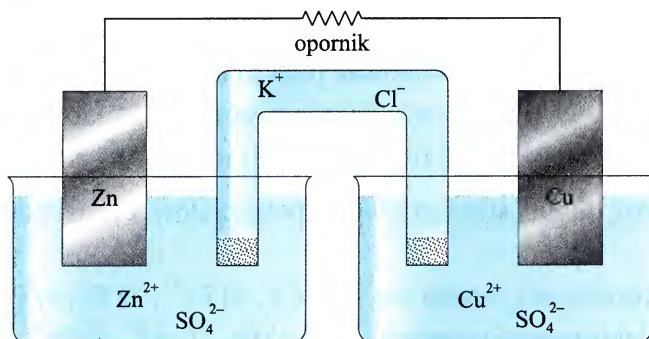
11.10. Który z metali stanowi dodatni, a który ujemny biegun w ogniwach:

- a) $Fe | Fe^{2+} || Sn^{2+} | Sn$, c) $Pt | H_2, H^+ || Al^{3+} | Al$,
 b) $Ag | Ag^+ || Zn^{2+} | Zn$, d) $Pt | H_2, H^+ || Au^{3+} | Au$?

11.11. Podać kierunek przepływu elektronów w przewodniku łączącym bieguny ogniwa:

- a) $Fe | Fe^{2+} || Sn^{2+} | Sn$, b) $Cu | Cu^{2+} || Pt^{2+} | Pt$.

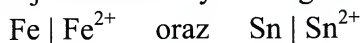
11.12. Na rysunku przedstawiono schemat ogniwa $Zn | ZnSO_{4(aq)} || CuSO_{4(aq)} | Cu$. Naczynia są połączone kluczem elektrolitycznym – rurką zawierającą nasycony roztwór chlorku potasu zżelowany agar-agar. Klucz elektrolityczny zapobiega szybkiemu wymieszaniu się roztworów siarczanów, umożliwiając jednak przenoszenie odpowiedniego ładunku za pomocą migrujących jonów. Zaznaczyć strzałkami (po przerysowaniu schematu do zeszytu) kierunek ruchu elektronów w obwodzie zewnętrznym, jonów K^+ i Cl^- w kluczu oraz kierunek ewentualnych przemieszczeń jonów SO_4^{2-} i innych przez agar-agar.



11.13. Podać, jakie drobiny ulegają utlenieniu (deelektronacji) w czasie pracy ogniwa:

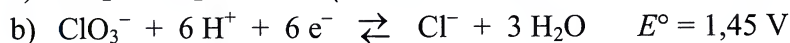


11.14. Ułożyć równania reakcji elektrodowych w ogniwie zbudowanym z półogniw:



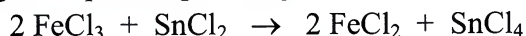
* **11.15.** Ułożyć równania reakcji elektrodowych w pracującym ogniwie $\text{Zn} | \text{H}_2\text{SO}_4 | \text{Cu}$.

11.16. W którą stronę będzie przebiegała reakcja w półogniwie:



po połączeniu z elektrodą wodorową? Podać również równania reakcji elektrodowych, znaki elektrod oraz kierunek przepływu elektronów.

11.17. W pewnym ogniwie przebiega reakcja:



Podać schemat ogniwa, równania reakcji elektrodowych, znaki elektrod, kierunek przepływu elektronów oraz wskazać reduktor (elektronator) i utleniacz (deelektronator).

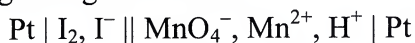
11.18. Obliczyć SEM ogniwa zbudowanego z elektrody żelaznej, zanurzonej w 1-molowym roztworze FeSO_4 i elektrody ołowianej, zanurzonej w 1-molowym roztworze $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$.

11.19. Zbudowano ogniwo z płyt: magnezowej i ołowianej, zanurzonych w wodnych roztworach swych dwuwartościowych kationów. Określić znaki obu elektrod, obliczyć wartość SEM w warunkach standardowych i podać schemat ogniwa.

* **11.20.** Zaprojektować dwa ogniwa galwaniczne o jednej elektrodzie takiej samej, przy czym w pierwszym ogniwie byłaby ona elektrodą dodatnią, a w drugim ujemną. Podać schematy tych ogniw, znaki elektrod, kierunek przepływu elektronów, równania reakcji elektrodowych, równanie sumaryczne procesu w każdym ogniwie oraz ich SEM w warunkach standardowych.

* **11.21.** Z ilu połączonych szeregowo ogniw $\text{Cd} | \text{Cd}^{2+} || \text{Ni}^{2+} | \text{Ni}$ musi się składać bateria, aby jej SEM była większa od 9 V?

** **11.22.** Zestawiono dwa ogniwa galwaniczne:



a następnie połączono przewodnikiem ich bieguny dodatnie. Która elektroda stanowi biegun dodatni, a która ujemny w zestawionej baterii?

* **11.23.** Obliczyć potencjał elektrody wodorowej $\text{Pt}, \text{H}_2 | \text{H}^+$ w roztworze: a) obojętnym; b) silnie alkalicznym przy $\text{pH} = 14$.

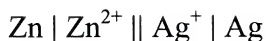
11.24. Dlaczego metali 1. i 2. grupy głównej układu okresowego nie stosuje się jako elektrod w wodnych ogniwach galwanicznych?

11.25. Co koroduje szybciej: blacha ocynkowana czy blacha stalowa poniklowana?

11.26. Co koroduje szybciej w przypadku uszkodzenia powłoki ochronnej: żelazo pomiedziowane czy pozłocone?

- * **11.27.** Czy można użyć blachy srebrnej jako protektora antykorozyjnego do stalowego rurociągu? Odpowiedź uzasadnić.
- * **11.28.** Czy można spowodować reakcję wypierania miedzi z roztworu CuSO_4 za pomocą cynku, nie zanurzając cynku w tym roztworze?
- * **11.29.** Zanurzenie płyty żelaznej lub cynkowej w kwasie powoduje wydzielanie się wodoru, a masa płyty stopniowo maleje. Czy analogiczne zjawiska nastąpią na każdej z tych płyt, jeżeli zanurzymy je do wspólnego naczynia z kwasem i połączymy je przewodnikiem? Odpowiedź uzasadnić.
- * **11.30.** Płyta żelazna zanurzona w kwasie solnym wypiera wodór bardzo powoli, lecz po dotknięciu jej drutem cynkowym szybkość wydzielania się wodoru wzrasta. Jak wyjaśnić to zjawisko? Czy dotknięcie płyty drutem srebrnym też wywoła jakieś zmiany?
- ** **11.31.** Dlaczego płyta z czystego cynku roztwarza się powoli w czystym kwasie H_2SO_4 , a znacznie szybciej w kwasie zanieczyszczonym solą CuSO_4 ?
- 11.32.** W roztworze soli miedzi(II) zanurzono kolejno płytki: żelazną, srebrną i bizmutową. Która płytka po wyjęciu z roztworu miała masę większą, która mniejszą, a która bez zmian?
- 11.33.** Jakie było stężenie molowe roztworu CuSO_4 , jeżeli do całkowitego wydzielenia miedzi ze 100 cm^3 tego roztworu zużyto $3,25 \text{ g}$ cynku?
- * **11.34.** 5 g pewnego metalu wrzucono do roztworu soli srebra. Metal roztworzył się, przechodząc w jony dwudodatnie, a wydzielone srebro po przemyciu i wysuszeniu ważyło $16,6 \text{ g}$. Obliczyć masę atomową metalu.
- * **11.35.** 2 g talu wrzucono do roztworu soli miedzi(II). Tal roztworzył się, a masa wydzielonej miedzi wynosiła $0,314 \text{ g}$. Obliczyć ładunek jonów talu w otrzymanym roztworze.
- * **11.36.** Płytę żelazną o masie 150 g zanurzono w roztworze zawierającym sole ZnCl_2 i CuCl_2 . Po wyjęciu i wysuszeniu masa płytki wynosiła 160 g . Obliczyć, ile gramów żelaza przeszło do roztworu.
- * **11.37.** Płytkę cynkową o masie 50 g zanurzono w roztworze soli AgNO_3 . Po zakończeniu reakcji masa płytki wynosiła 51 g . Ile gramów tej soli zawierał roztwór?
- * **11.38.** Do roztworu zawierającego 30 g soli CuSO_4 dodano 12 g opiłków żelaznych. Obliczyć, ile gramów soli FeSO_4 zawierał roztwór po zakończeniu reakcji.
- * **11.39.** Płytkę z kadmu o masie 40 g zanurzono w roztworze soli CuSO_4 . Narysować wykres ilustrujący zmianę masy płytki (oś Y) w zależności od liczby gramów wydzielonej na niej miedzi (oś X).
- * **11.40.** Płytę z metalu A zanurzono w roztworze soli metalu B. Czy masa płytki może się zmniejszyć, jeżeli masa atomowa metalu B jest większa od masy atomowej metalu A? Uzasadnić odpowiedź.

**** 11.41.** W ogniwie o schemacie:



płytką cynkową była umieszczona w 50 cm³ 0,1-molowego ZnSO₄, a płytką srebrną w 50 cm³ 0,1-molowego AgNO₃. Przez pewien czas pobierano prąd z ogniwa, a następnie stwierdzono, że masa płytki srebrnej wzrosła o 166 mg. Obliczyć końcowe stężenie jonów Ag⁺ i Zn²⁺ w roztworach.

11.2. Reakcje w elektrolizerze

11.42. Które spośród wymienionych niżej cieczy dobrze przewodzą prąd elektryczny: wodny roztwór NaCl, wodny roztwór cukru, woda wapienna, woda, wodny roztwór H₂SO₄, benzyna, wodny roztwór NaOH, aceton, czterochlorek węgla (CCl₄), wodny roztwór ZnSO₄?

* **11.43.** Które z wymienionych niżej cieczy dobrze przewodzą prąd elektryczny: ocet, wodny roztwór chlorowodoru, ciekły chlorowódor, roztwór chlorowodoru w benzynie, wodny roztwór amoniaku, ciekły amoniak (czyli skroplony gaz NH₃), wodny roztwór metanu, ciekły metan?

11.44. Jakie substancje wydzielają się na platynowej katodzie, a jakie na platynowej anodzie podczas elektrolizy wodnych roztworów następujących związków:

- | | |
|---|--|
| a) KOH, HNO ₃ , FeCl ₃ , | b) K ₂ SO ₄ , Ca(OH) ₂ , Na ₂ S, |
| c) AgNO ₃ , CuCl ₂ , KOH, | d) HNO ₃ , ZnBr ₂ , CaI ₂ ? |

11.45. Podać, jakie produkty wydzielają się na elektrodach platynowych, oraz ułożyć równania reakcji elektrodowych zachodzących podczas elektrolizy wodnych roztworów:

- a) ZnSO₄, b) Na₂SO₄, c) PbCl₂, d) K₂S.

11.46. Podać, jakie produkty wydzielają się na elektrodach platynowych, oraz ułożyć równania reakcji elektrodowych zachodzących podczas elektrolizy wodnych roztworów:

- a) LiOH, b) K₂CO₃, c) Cu(NO₃)₂, d) ZnBr₂.

11.47. Podać, jakie produkty wydzielają się na elektrodach platynowych, oraz ułożyć równania reakcji elektrodowych zachodzących podczas elektrolizy wodnych roztworów:

- a) HI, b) Fe₃(PO₄)₂, c) Ca(OH)₂, d) AgNO₃.

11.48. Podać, jakie produkty wydzielają się na elektrodach platynowych, oraz ułożyć równania reakcji elektrodowych zachodzących podczas elektrolizy:

- | | |
|--------------------------|---|
| a) stopionego NaCl, | e) wodnego roztworu NaOH, |
| b) wodnego roztworu KCl, | f) stopionego SnCl ₂ , |
| c) wodnego roztworu HBr, | g) wodnego roztworu SnBr ₂ . |
| d) stopionego NaOH, | |

11.49. Czy sól może się osadzać na katodzie platynowej podczas elektrolizy wodnego roztworu zawierającego jony Na^+ ? Odpowiedź uzasadnić.

11.50. Z którym biegunem źródła prądu (dodatnim czy ujemnym) należy połączyć metalowy przedmiot zanurzony w wodnym roztworze AgNO_3 , aby pokrył się warstwą srebra?

11.51. Dlaczego proces elektrolizy roztworu H_2SO_4 nazywany jest elektrolizą wody?

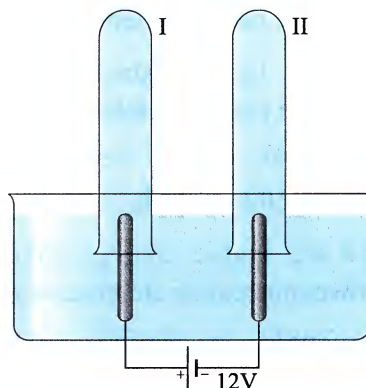
11.52. Podać cztery przykłady substancji, których wodne roztwory poddane elektrolizie wytwarzają jedynie wodór i tlen.

* **11.53.** Prowadzono elektrolizę wodnego roztworu AgNO_3 w dwu różnych elektrolizach. Pierwszy zawierał elektrody srebrne, a drugi grafitowe. W którym przypadku skład roztworu podczas elektrolizy nie będzie ulegał zmianie, a w którym pojawi się w roztworze nowy związek?

11.54. Czy odczyn wodnego roztworu HCl ulega zmianom podczas elektrolizy? Odpowiedź uzasadnić.

11.55. Jak zmienia się odczyn roztworu soli CuSO_4 podczas elektrolizy przy stosowaniu elektrod miedzianych?

11.56. W zestawie przedstawionym na rysunku poddano elektrolizie wodny roztwór Na_2SO_4 z dodatkiem fenolftaleiny. Jakie gazy zbierały się w probówkach i jakie było zabarwienie roztworów pod gazami?



11.57. W jaki sposób można doświadczalnie ustalić (nie dysponując woltomierzem), która z końcówek baterii do zasilania latarki jest dodatnim, a która ujemnym biegunem ogniwa, w przypadku gdy oznaczenia fabryczne uległy zniszczeniu?

11.58. Prowadzono elektrolizę czterech roztworów wodnych. Zaobserwowano, że produktami z roztworów I i II są wodór i chlor, a z roztworów III i IV – wodór i tlen. Odczyn roztworu I zmienił się na zasadowy, odczyn roztworu III pozostał kwaśny, a odczyn roztworu IV nie uległ zmianie. Wiedząc, że w tych roztworach mogły być zawarte jedynie: H_2SO_4 , CuCl_2 , NaCl , Na_2SO_4 , HCl , ustalić, co zawierały badane roztwory.

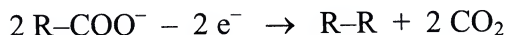
* **11.59.** Wodny roztwór, zawierający ZnCl_2 , CuCl_2 i FeCl_2 , poddano elektrolizie na elektrodach platynowych. W jakiej kolejności będą się wydzielaly metale na katodzie, jeżeli stężenia wszystkich kationów są równe?

11.60. Wodne roztwory NH_3 i CO_2 bardzo słabo przewodzą prąd elektryczny. Czy po zmieszaniu tych roztworów przewodnictwo wzrośnie, czy zmaleje? Odpowiedź uzasadnić.

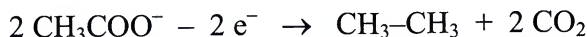
11.61. Do 100 cm³ 0,5-molowego roztworu Ba(OH)₂ wprowadzono kroplami 100 cm³ 0,5-molowego roztworu H₂SO₄, badając jednocześnie natężenie prądu przepływającego przez roztwór. Jak zmieniało się natężenie prądu? Jakie zmiany natężenia prądu następowalyby w przypadku dalszego dodawania H₂SO₄?

* **11.62.** Prowadzono jednocześnie elektrolizę trzech roztworów: 0,75-molowego H₂SO₄, 0,5-molowego H₃PO₄ i 1,5-molowego CH₃COOH, stosując identyczne pary elektrod. W którym elektrolizerze natężenie prądu było największe, a w którym najmniejsze?

11.63. Podczas elektrolizy wodnych roztworów soli kwasów karboksylowych, na anodzie zachodzi reakcja:



na przykład:



- a) Jaką sól należy poddać elektrolizie, aby na anodzie wydzielal się butan i CO₂, a na katodzie wodór?
- b) Jaką sól należy poddać elektrolizie, aby na anodzie wydzielal się wodór i CO₂?
- ** c) Jaką sól należy poddać elektrolizie, aby na anodzie wydzielal się wyłącznie CO₂?

* **11.64.** Jednomolowy, obojętny roztwór wodny soli AgNO₃ poddano elektrolizie na elektrodach srebrnych. Podać równania procesów elektrodowych.

** **11.65.** Obojętny roztwór wodny, zawierający jony Pb²⁺, Cu²⁺ i Sn²⁺ (każdy o stężeniu 1 mol/dm³), poddano elektrolizie na katodzie miedzianej. W jakiej kolejności będą się wydzielaly metale? Przy jakim potencjale zacznie się wydzielac wodór?

11.3. Prawa Faradaya

Przykład 11.2

Obliczyć masę miedzi wydzielonej na katodzie platynowej podczas elektrolizy wodnego roztworu soli CuSO₄, prądem o natężeniu 3 A, w czasie 30 min.

Analiza problemu

Podstawą obliczeń, związanych z ilościową stroną procesów wydzielania substancji na elektrodzie, jest **równanie elektrolizy** (uzyskane z przekształcenia dwóch praw Faradaya*):

$$m_e = \frac{m_M}{z \cdot F} \cdot I \cdot t$$

gdzie: m_e – masa substancji wydzielającej się na elektrodzie,
 m_M – masa mola substancji wydzielającej się na elektrodzie,

cd.

* Pierwsze prawo Faradaya:

$$m_e = k \cdot I \cdot t$$

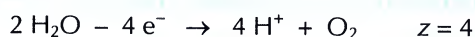
Drugie prawo Faradaya:

$$\frac{m_M}{z \cdot k} = F$$

gdzie k – równoważnik elektrochemiczny, którego wartość jest cechą charakterystyczną danej substancji wydzielającej się na elektrodzie. Równoważnik elektrochemiczny jest to masa substancji wydzielonej na elektrodzie przy przepływie przez elektrolit jednostkowego ładunku (np. 1 C); inne symbole – patrz wyżej

- z – liczba ładunkowa reakcji (patrz niżej),
- F – stała Faradaya równa ok. 96 500 C (kulombów),
- I – natężenie prądu elektrycznego przepływającego przez elektrodę,
- t – czas trwania elektrolizy (przepływu prądu).

Liczba ładunkowa reakcji (określana dawniej jako liczba moli elektronów) jest wielkością dodatnią, bezwymiarową (!), równą – na mocy definicji – współczynnikowi stechiometrycznemu elektronów w równaniu reakcji elektrodowej, zapisanej dla jednego mola produktu wydzielającego się na danej elektrodzie, np.:



Rozwiązanie

Do równania elektrolizy podstawiamy dane liczbowe: masa mola miedzi $m_M = 64 \text{ g}$, $z = 2$ (na katodzie zachodzi reakcja $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$),

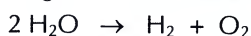
$$m_e = \frac{64 \text{ g} \cdot 3 \text{ A} \cdot 30 \text{ min}}{2 \cdot 96500 \text{ C}} = \frac{64 \text{ g} \cdot 3 \text{ A} \cdot 30 \cdot 60 \text{ s}}{2 \cdot 96500 \text{ A} \cdot \text{s}} = 1,79 \text{ g}$$

(uwaga: $1 \text{ C} = 1 \text{ A} \cdot 1 \text{ s}$)

Odpowiedź: Na katodzie wydzielilo się 1,79 g miedzi.

Uwaga: Wielkość m_e , występująca w równaniu elektrolizy, jest masą substancji wydzielonej tylko na jednej z elektrod. Chcąc, na przykład, obliczyć masę wody rozłożonej w czasie elektrolizy roztworu NaOH lub H_2SO_4 itp., można z pierwszego prawa Faradaya obliczyć masę wodoru wydzielonego na katodzie, podstawiając $m_M = 2 \text{ g}$, $z = 2$ (z reakcji: $2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$ lub równoważnej: $2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2 \text{OH}^-$) albo masę tlenu wydzielonego na anodzie, podstawiając $m_M = 32 \text{ g}$, $z = 4$ (z reakcji: $4 \text{OH}^- - 4 \text{e}^- \rightarrow \text{O}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ lub równoważnej: $2 \text{H}_2\text{O} - 4 \text{e}^- \rightarrow \text{O}_2 + 4 \text{H}^+$), a następnie obliczyć masę rozłożonej wody, korzystając ze stosunku stechiometrycznego określonego równaniem chemicznym rozkładu wody:

$x(\text{g})$ m_e (obliczone z równania elektrolizy)



36 g 2 g

Przykład 11.3

Roztwór zawierający 1 mol $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ i 1 mol AgNO_3 poddano elektrolizie na elektrodach platynowych, przepuszczając ładunek $2 F$. Ile moli srebra i ile moli żelaza wydzielilo się na katodzie?

Analiza problemu

Podczas elektrolizy roztworu zawierającego kilka różnych kationów, rozładowaniu ulega jeden z nich – ten, który jest najłabszym utleniaczem (dezelektronatorem), czyli jon metalu o najwyższym potencjale elektrodowym. W rozpatrywanym przykładzie jony srebra będą się rozładowywały w pierwszej kolejności, ponieważ srebro stoi za żelazem w szeregu napięciowym metali. Po wyczerpaniu się jonów srebra w roztworze zaczną rozładowywać się jony żelaza(II).

W rozpatrywanym przykładzie przepuszczono przez roztwór ładunek $2 F$, czyli $2 \cdot 96500 \text{ C}$. Powstaje zatem pytanie, czy ładunek ten wystarczy do całkowitego rozładowania wszystkich, obecnych w roztworze jonów Ag^+ , a następnie wszystkich jonów Fe^{2+} .

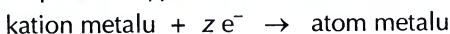
Z równania

$$m_e = \frac{m_M}{z \cdot F} \cdot I \cdot t$$

wynika, że przepuszczenie przez roztwór ładunku $I \cdot t = F$ (czyli 96 500 C, zwanego faradajem) spowoduje wydzielenie na elektrodzie masy substancji:

$$m_e = \frac{m_M}{z \cdot F} \cdot F \quad \text{czyli} \quad m_e = \frac{m_M}{z}$$

Liczba ładunkowa reakcji w procesie typu:



jest równa ładunkowi jonów tego metalu. Oznacza to, że przepływ ładunku F przez roztwór powoduje rozładowanie jednego mola jonów jednododatnich (lub jednoujemnych) albo 1/2 mola jonów dwudodatnich (lub dwuujemnych), albo 1/3 mola jonów trójodatnich itd.

Rozwiązanie

Roztwór zawiera jeden mol jonów Ag^+ , więc na całkowite wydzielenie srebra potrzeba ładunku $1 F$. Przez roztwór przepuszczono ładunek $2 F$, dlatego srebro wydzielono ilościowo, a podczas przepływu drugiego faradaja zaczęło się wydzielać żelazo. Na całkowite rozładowanie 1 mola jonów Fe^{2+} potrzeba ładunku $2 F$, wydzielono się więc tylko pół mola żelaza.

Odpowiedź: Na katodzie wydzielono się 1 mol srebra i 0,5 mola żelaza.

11.66. Jaki ładunek elektryczny (w faradajach) jest potrzebny w procesie redukcji (elektronacji) do stanu metalicznego:

- a) 1 mola Fe^{2+} , b) 1 mola Fe^{3+} ,
c) 2 moli Pb^{4+} , d) 0,5 mola Cu^{2+} ?

11.67. Podczas elektrolizy roztworu H_2SO_4 na katodzie wydzielono się 10 cm^3 gazu. Jaka objętość (warunki normalne) gazu wydzielono się na anodzie?

11.68. Obliczyć łączną objętość gazów (warunki normalne) otrzymanych z elektrolizy 90 g wody.

11.69. Ile gramów chloru wydzielono się na anodzie podczas elektrolizy stopionego PbCl_2 , jeżeli na katodzie wydzielono się 0,5 mola ołowiu?

11.70. Obliczyć masę substancji wydzielonej na katodzie podczas elektrolizy stopionego chlorku sodu, jeżeli na anodzie wydzielono się 11,2 dm^3 gazu (warunki normalne).

11.71. Elektrolizie poddano wodny roztwór chlorowodoru o stosunkowo dużym stężeniu. W momencie, kiedy objętość wydzielonego wodoru wynosiła 20 cm^3 , przerwano elektrolizę. Jaki produkt otrzymano na anodzie i jaka była jego objętość, jeżeli 10% tego gazu rozpuściło się w pozostałym roztworze?

11.72. Podczas elektrolizy roztworu CuSO_4 wydzielono się 0,448 dm^3 tlenu (warunki normalne). Ile gramów miedzi wydzielono się na katodzie?

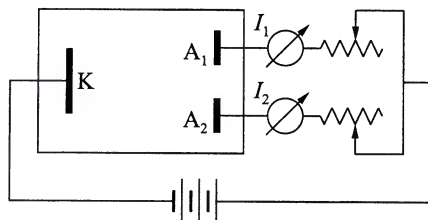
11.73. Jak długo należy prowadzić elektrolizę prądem o natężeniu I , aby całkowicie usunąć jony metali z roztworu zawierającego 1 mol CuSO_4 i 1 mol AgNO_3 ?

11.74. Obliczyć masę wody rozłożonej podczas elektrolizy wodnego roztworu H_2SO_4 prądem o natężeniu 5 A, w ciągu jednej godziny.

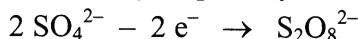
- 11.75.** Obliczyć, jak długo musi trwać elektroliza, aby przy natężeniu prądu 2 A wydzieliło się 10 dm³ wodoru w warunkach normalnych.
- 11.76.** Obliczyć natężenie prądu, jaki przepływał przez elektrolit, jeżeli w ciągu 100 s wydzieliło się 87 cm³ mieszaniny wodoru i tlenu odmierzonej pod ciśnieniem 960 hPa, w temperaturze 288 K.
- 11.77.** Ile atomów: a) srebra; b) miedzi, wydzielono na katodzie, jeżeli przez roztwory soli tych metali przepłynęło ładunek 96 500 C?
- * **11.78.** Elektroliza roztworu pewnego związku cyny wykazała, że równoważnik elektrochemiczny cyny wynosi 2,22 g/(A · h). Obliczyć ładunek jonów cyny w tym związku.
- * **11.79.** Przez roztwór FeCl₂ przepuszczono prąd o natężeniu 2 A w ciągu 10 min. Następnie przepuszczono prąd o tym samym natężeniu i w takim samym czasie przez roztwór FeCl₃. Z którego roztworu wydzielono więcej żelaza?
- * **11.80.** Przez dwa roztwory: SnCl₂ i SnCl₄ przepuszczono kolejno, w ciągu czasu t , prąd o natężeniu I . Czy z obu roztworów wydzielono takie same ilości cyny i chloru?
- * **11.81.** Połączono szeregowo trzy elektrolizery o elektrodach grafitowych, napełnione odpowiednio roztworami: CuSO₄, AgNO₃ i AuCl₃. Prowadzono przez pewien czas elektrolizę. W którym elektrolizerze przyrost masy katody był największy?
- 11.82.** Jaki ładunek (w F) musi przepłynąć przez wodny roztwór zawierający 2,5 mola FeCl₂ i 1,5 mola FeBr₃, żeby roztwór nie zawierał innych jonów poza H⁺ i OH⁻?
- * **11.83.** Roztwór zawierający 0,5 mola ZnCl₂ i 0,5 mola FeCl₃ poddano elektrolizie przepuszczając ładunek 2 F .
- a) Określić skład procentowy warstwy metalicznej osadzonej na katodzie.
b) Co pozostało w roztworze?
- * **11.84.** Podczas przepływu prądu o natężeniu 1,5 A, w ciągu 30 min, przez roztwór soli trójwartościowego metalu, na katodzie wydzielono 1,07 g tego metalu. Obliczyć masę atomową metalu.
- * **11.85.** Przez roztwór zawierający 1 mol CuSO₄ przepuszczono ładunek 5 F . Obliczyć liczby moli produktów wydzielonych na katodzie. Jaką substancję zawierał roztwór po zakończeniu elektrolizy?
- * **11.86.** Z ogniwa Zn | Zn²⁺ || Ag⁺ | Ag pobierano prąd 2 mA przez 15 minut. Ile miligramów cynku przeszło do roztworu i ile miligramów srebra wydzielono z roztworu?
- * **11.87.** Dwa elektrolizery połączono szeregowo i włączono prąd. Po pewnym czasie na katodzie pierwszego elektrolizera wydzielono 1,97 mg miedzi. Drugi elektrolizer zawierał wodny roztwór AuCl₃. Ile złota wydzielono w tym czasie na katodzie drugiego elektrolizera?

- * **11.88.** Dwa elektrolizery połączono szeregowo i włączono prąd. Po pewnym czasie na katodzie pierwszego elektrolizera, w którym znajdował się wodny roztwór AgNO_3 , wydzielono się 1,08 g srebra, a na katodzie drugiego wydzielono się 0,187 g żelaza. Obliczyć wartościowość żelaza w związku chemicznym, który znajdował się w drugim elektrolizerze.
- ** **11.89.** Dwa elektrolizery, z których pierwszy zawierał roztwór SnCl_2 , a drugi – SnCl_4 , połączono równolegle i prowadzono elektrolizę tak długo, aż ze źródła zasilającego wypłynął ładunek $4 F$. Na katodzie pierwszego elektrolizera wydzielono się 0,5 mola cyny. Ile moli cyny wydzielono się na katodzie drugiego elektrolizera?
- * **11.90.** Podczas elektrolizy kwaśnego roztworu soli cynku, na katodzie bieżą dwa równoczesne procesy: wydzielanie cynku i wodoru. Po przepuszczeniu ładunku $2 F$ przez taki roztwór stwierdzono, że przyrost masy katody wyniósł 52 g. Obliczyć wydajność prądową wydzielania cynku (czyli procent ładunku zużytego w tym procesie).
- * **11.91.** Ile gramów żelaza wydzielono się podczas elektrolizy zakwaszonego roztworu FeCl_2 , jeżeli wydajność prądowa wydzielania żelaza wynosiła 40%, a na anodzie zebrano $1,12 \text{ dm}^3$ czystego chloru (warunki normalne)?
- * **11.92.** Jaki ładunek (w faradajach) musi przepłynąć przez roztwór NiSO_4 , aby wydzielono się 118 g niklu przy 75-procentowej wydajności prądowej reakcji równoczesnego wydzielania wodoru?
- * **11.93.** W celu oczyszczenia niklu, otrzymanego drogą hutniczą, umieszczono go jako anodę w elektrolizerze napełnionym wodnym roztworem NiSO_4 . Jako katody użyto cienkiej blachy niklowej. Elektrolizę prowadzono przez 20 godzin, prądem o natężeniu 5000 A. Masa katody wzrosła o 104 kg. Obliczyć wydajność prądową wydzielania niklu oraz objętość (w przeliczeniu na warunki normalne) gazowego produktu ubocznego wydzielającego się na katodzie.
- ** **11.94.** Wodny roztwór kwasu octowego poddano elektrolizie na elektrodach platynowych i stwierdzono, że objętości gazowych produktów zebranych na anodzie i na katodzie są sobie równe. Udowodnić, że na anodzie oprócz reakcji:
- $$2 \text{CH}_3\text{COO}^- - 2 e^- \rightarrow \text{CH}_3\text{-CH}_3 + 2 \text{CO}_2$$
- musiał przebiegać proces wydzielania tlenu. Obliczyć wydajność prądową utleniania anodowego jonów octanowych.
- * **11.95.** Elektrolizer do otrzymywania glinu z roztworu Al_2O_3 w stopionym kriolicie pobiera 20 000 A. Jaka ilość glinu zostanie wyprodukowana w ciągu doby, jeżeli wydajność procesu wynosi 90%?
- * **11.96.** W pewnych warunkach na anodzie elektrolizera zachodzą trzy kolejne procesy:
- $$2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 e^-$$
- $$\text{Cl}_2 + 2 \text{OH}^- \rightarrow \text{OCl}^- + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$$
- $$3 \text{OCl}^- \rightarrow \text{ClO}_3^- + 2 \text{Cl}^-$$
- Obliczyć ładunek (w faradajach), jaki musi przepłynąć przez elektrolizer, aby powstały 4 mole jonów ClO_3^- .

- ** 11.97. Na rysunku przedstawiono schemat elektrolizera do otrzymywania (na katodzie K) stopu Sn–Ni o zawartości 65% masowych cyny. Elektrolit stanowi wodny, alkaliczny roztwór SnCl_2 i NiCl_2 . Elektrolizer zawiera dwie anody: A_1 wykonaną z metalicznej cyny i A_2 z metalicznego niklu. Podczas elektrolizy nie wydzielają się żadne gazy. Obliczyć stosunek natężeń prądów $I_1 : I_2$, przy którym skład elektrolitu nie będzie ulegał zmianom.

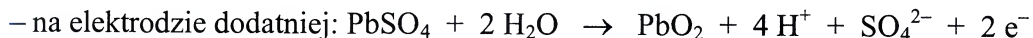


- ** 11.98. Określić stosunek natężeń $I_1 : I_2$ przy założeniu, że elektrolizer opisany w poprzednim zadaniu zawiera miedzianą anodę A_1 , złotą anodę A_2 , elektrolit z jonami Cu^{2+} oraz Au^{3+} i służy do otrzymywania stopu Cu–Au zawierającego $p\%$ masowych miedzi.
- ** 11.99. Prąd o natężeniu $I = 0,5 \text{ A}$ przepływa przez naczynie z roztworem CuSO_4 . Po jakim czasie powierzchnia katody $S = 25 \text{ cm}^2$ pokryje się warstewką miedzi o grubości $h = 0,01 \text{ mm}$? Gęstość miedzi $d = 9 \text{ g/cm}^3$.
- ** 11.100. W celu otrzymania soli $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$ prowadzono elektrolizę wodnego roztworu KHSO_4 na elektrodach platynowych, prądem o natężeniu 3 A , w ciągu 1 godziny. W tych warunkach bieżą dwa konkurujące procesy anodowe:



oraz typowa reakcja wydzielania tlenu. Obliczyć liczbę milimoli wytworzonych jonów $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$, jeżeli równocześnie powstało 224 cm^3 tlenu (warunki normalne).

11.101. Podczas ładowania akumulatora ołowiowego zachodzą procesy:



Stężenie roztworu H_2SO_4 w naładowanym akumulatorze wynosi $36,9\%$ ($d = 1,28 \text{ g/cm}^3$), a w rozładowanym – $14,5\%$ ($d = 1,10 \text{ g/cm}^3$).

a) Ułożyć równanie procesu bieżącego podczas rozładowywania akumulatora.

- * b) Obliczyć ładunek elektryczny (w faradajach) zgromadzony w naładowanym akumulatorze o pojemności 24 Ah .

- ** 11.102. Akumulator ołowiowy o pojemności 56 Ah rozładowano w 50% . Obliczyć zmiany masy płyt: a) ujemnej, b) dodatniej.

Rozdział 12.

Związki nieorganiczne

12.1. Tlenki

12.1. Określić typ wiązania chemicznego w następujących tlenkach: SO_2 , CaO , Cl_2O_7 , Cs_2O .

12.2. Narysować elektronowe wzory: a) kropkowe tlenków jonowych, b) kresko-wo-kropkowe tlenków kowalencyjnych z następującej grupy: MgO , SO_3 , K_2O , P_2O_5 , NO_2 , Li_2O_2 , H_2O .

12.3. Ułożyć wzory sumaryczne tlenków następujących pierwiastków (w nawiasach podano wartościowość pierwiastka w tlenku): potasu(I), baru(II), krzemu(IV), bizmutu(V), glinu(III), chloru(VII), osmu(VIII), siarki(IV), siarki(VI).

12.4. Narysować wzory strukturalne tlenków następujących pierwiastków (w nawiasach podano wartościowość pierwiastka w tlenku): B(III), N(II), Cl(I), I(V), C(IV), S(VI), Cl(VII), Ru(VIII).

12.5. Obliczyć wartościowość pierwiastków w następujących tlenkach: a) Na_2O , CaO , CO_2 , Mn_2O_7 , OsO_4 , b) SiO_2 , Fe_2O_3 , FeO , Ag_2O , CrO_3 .

12.6. Podać wzory następujących tlenków: tlenek chromu(II), tlenek chromu(III), tlenek chromu(VI), tlenek arsenu(III), tlenek arsenu(V), tlenek srebra(I), tlenek osmu(IV), tlenek osmu(VIII).

12.7. Podać wzory następujących tlenków: tlenek disrebra, ditlenek ołowiu, tritlenek diżłota, tetratlenek rutenu, tetratlenek diazotu.

12.8. Podać nazwy a) systemem przedrostków międzynarodowych, b) systemem Stocka następujących tlenków metali: Cr_2O_3 , CrO , Bi_2O_3 , Bi_2O_5 , PbO , PbO_2 , MnO , Mn_2O_3 .

12.9. Podać nazwy a) systemem przedrostków międzynarodowych, b) systemem Stocka następujących tlenków metali: SnO_2 , SnO , Sb_2O_3 , Sb_2O_5 , CuO , Cu_2O , NiO , Ni_2O_3 , As_2O_5 , As_2O_3 .

12.10. Podać nazwy a) systemem przedrostków międzynarodowych, b) systemem Stocka następujących tlenków niemetalu: CO , CO_2 , SO_2 , SO_3 , P_2O_3 , P_2O_5 , NO , NO_2 , N_2O_3 , N_2O_5 .

12.11. Dopisać czwarty człon w szeregu: B_2O_3 , SiO_2 , As_2S_5 , ?

12.12. Dlaczego BaO_2 nazywamy nadtlenkiem, a PbO_2 – ditlenkiem?

12.13. Podzielić podane niżej tlenki na tlenki metali i tlenki niemetalu: MgO , CO_2 , SiO_2 , Fe_2O_3 , ZnO , Al_2O_3 , N_2O_3 , Cl_2O , Na_2O , BaO .

12.14. Podać przykład tlenku: trójwartościowego metalu, czterwartościowego niemetalu, jednowartościowego metalu, dwuwartościowego niemetalu.

12.15. Ułożyć równania reakcji następujących pierwiastków z tlenem (w nawiasie podano wartościowość pierwiastka w stosunku do tlenu): Mg(II), Cu(I), P(III), P(V), C(IV), Na(I), Ca(II), Al(III), As(V), S(IV).

12.16. Ułożyć równania reakcji redukcji węglem podanych tlenków [węgiel przechodzi w tlenek węgla (CO), a drugim produktem jest metal]: Cu_2O , ZnO , Fe_2O_3 , PbO_2 .

12.17. Ułożyć równania reakcji redukcji wodorem podanych tlenków: Cu_2O , MnO_2 , FeO , Fe_2O_3 (produktem jest metal).

* **12.18.** W celu zbadania charakteru chemicznego tlenku należy wprowadzić go do wody, a następnie stwierdzić za pomocą wskaźników, jaki jest odczyn roztworu. Uczniowie zbadali w ten sposób tlenki wymienione w tabelce. Które z tych tlenków mają charakter zasadowy, kwasowy lub obojętny względem wody?

Tlenek	Zabarwienie roztworu po reakcji z wodą		
	czerwony papierek lakmusowy	niebieski papierek lakmusowy	fenoloftaleina
Li_2O	niebieski	niebieski	malinowy
CO	czerwony	niebieski	bezbarwny
SrO	niebieski	niebieski	malinowy
N_2O_3	czerwony	czerwony	bezbarwny
SO_3	czerwony	czerwony	bezbarwny

* **12.19.** Na podstawie danych, zawartych w tabeli, określić charakter chemiczny tlenków (zasadowy, kwasowy, amfoteryczny, obojętny):

Tlenek	Produkt reakcji z		
	KOH	$\text{HCl}_{(\text{aq})}$	H_2O
1. Ti_2O_3	nie reaguje	TiCl_3	nie reaguje
2. ZrO_2	K_2ZrO_3	ZrCl_4	*
3. N_2O	nie reaguje	nie reaguje	*
4. SrO	nie reaguje	*	$\text{Sr}(\text{OH})_2$
5. TeO_2	*	nie reaguje	H_2TeO_3

* Informacja nie jest konieczna do określenia charakteru tlenku.

** **12.20.** Zaproponować teoretycznie możliwe sposoby otrzymywania Ti_2O_3 , NiO i PtO_2 , biorąc pod uwagę możliwość bezpośredniej syntezy, utleniania niższego tlenku i redukcji wyższego tlenku węglem lub wodorem. Ułożyć odpowiednie równania chemiczne, przyjmując, że istnieją następujące tlenki: TiO , Ti_2O_3 , NiO , Ni_2O_3 , PtO , Pt_2O_3 , PtO_2 , PtO_3 .

12.2. Wodorki

12.21. Podać wzory następujących wodorków: jodowodór, tellurowodór, wodorek arsenu, wodorek cyny, wodorek glinu, wodorek litu, wodorek wapnia.

12.22. Podać nazwy następujących związków: SeH_2 , BeH_2 , BiH_3 , Ga_2H_6 , NaH , SiH_4 .

12.23. Które z podanych wodorków mają budowę jonową, a które kowalencyjną: HBr , LiH , NH_3 , CH_4 ?

12.24. Narysować elektronowe wzory kropkowe wodorków jonowych i wzory kreskowo-kropkowe wodorków kowalencyjnych: H_2S , CaH_2 , PH_3 , SiH_4 .

12.25. Ustalić wzory wodorków pierwiastków bloku *sp* trzeciego okresu. Zaznaczyć stopnie utlenienia.

12.26. Podać nazwy wodorków z poprzedniego zadania.

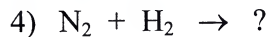
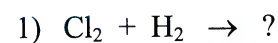
12.27. Czym się różni fluorowodór od kwasu fluorowodorowego?

12.28. Dopisać pierwszy człon w szeregu: ?, SiH_4 , AsH_3 , H_2Te .

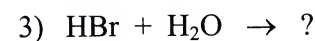
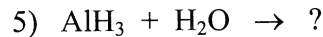
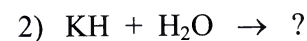
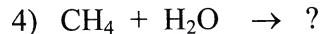
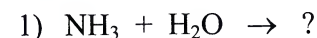
12.29. Odnaleźć w układzie okresowym pierwiastek grupy głównej, którego atom ma 4 powłoki elektronowe, a wodorek typu HE ma charakter kwasowy.

12.30. Które z podanych wodorków mają gęstość mniejszą od gęstości powietrza: H_2S , NH_3 , HCl , CH_4 .

12.31. Ułożyć równania podanych niżej reakcji:



12.32. Ułożyć równania podanych niżej reakcji lub zaznaczyć, że substancje nie reagują ze sobą:



12.33. Z rurki wypływa gaz, którym jest albo NH_3 , albo HCl . Jak można je rozróżnić?

* **12.34.** W jakim stosunku molowym należy mieszać wodór i azot przed syntezą amoniaku, aby na każdy mol wodoru przypadało 0,5 mola nadmiaru azotu?

** **12.35.** Ułożyć równania chemiczne spalania wodorku wapnia w powietrzu.

Wskazówka: wapń reaguje z tlenem i z azotem.

12.36. Obliczyć zawartość procentową ceru w niestechiometrycznym wodorku $\text{CeH}_{2,8}$.

12.3. Wodorotlenki

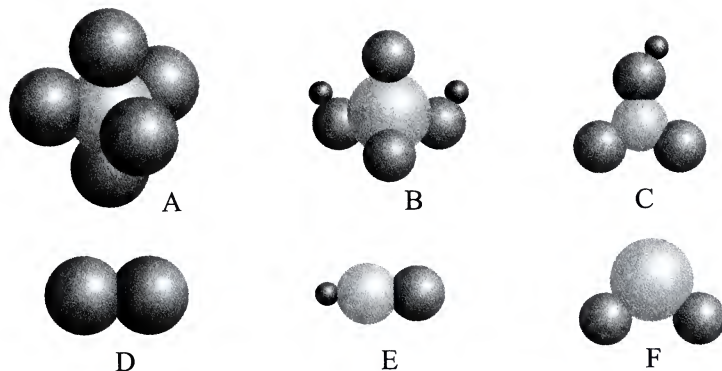
- 12.37.** Dopisać czwarty człon w szeregu: NaOH, Ca(OH)₂, Y(OH)₃, ?
- 12.38.** Jakie jony mogą występować w wodnych roztworach wodorotlenków: a) KOH, b) Ca(OH)₂, c) Mn(OH)₃, d) Zr(OH)₄?
- 12.39.** Ułożyć równania reakcji chemicznych podanych, zasadowych tlenków metali z wodą: Li₂O, BaO.
- 12.40.** Ułożyć równania reakcji chemicznych tlenków podanych metali z wodą: potasu, baru.
- * **12.41.** Ułożyć równania reakcji podanych tlenków z wodą lub zaznaczyć, że reakcja nie zachodzi: MgO, SiO₂, Na₂O, Fe₂O₃, CuO.
- 12.42.** Ułożyć równania reakcji chemicznych podanych metali z wodą: Li, Ba, La(III).
- * **12.43.** Ułożyć równania reakcji podanych substancji z wodą lub zaznaczyć, że reakcja nie zachodzi: Mg, Na₂O, Fe₂O₃, K, BaO, SiO₂.
- 12.44.** Ułożyć równania reakcji, za pomocą których można dokonać następujących przemian: Mg → MgO → Mg(OH)₂.
-
- 12.45.** Podać nazwy a) systemem przedrostków odliczebnikowych, b) systemem Stocka następujących wodorotlenków: Fe(OH)₂, Fe(OH)₃, CuOH, Cu(OH)₂, KOH, Sn(OH)₂, Sn(OH)₄.
- * **12.46.** Tlenek pewnego jednowartościowego pierwiastka reaguje z wodą dając związek, którego wodny roztwór barwi fenolofaleinę na malinowo. Masa cząsteczkowa tlenku wynosi 62 u. Podać nazwę i wzór tego tlenku.

12.4. Kwasy

- 12.47.** Ustalić wartościowość reszty kwasowej i wartościowość pierwiastka kwasotwórczego w następujących kwasach: 1) H₂SO₃, 2) HNO₂, 3) H₄P₂O₇, 4) H₃AsO₄, 5) H₆TeO₆, 6) H₅IO₆, 7) H₇I₃O₁₁, 8) H₄XeO₆.

Wskazówka: Wartościowość pierwiastka E (W_E) w kwasie H_nE_mO_z można obliczyć ze wzoru $W_E = \frac{2z - n}{m}$ lub tak, jak się oblicza stopień utlenienia.

- 12.48.** Na rysunku są przedstawione modele przestrzenne cząsteczek: HNO₃, H₂SO₄, SO₂, Cl₂, PCl₅ i HCN [cyjanowodór: C(IV), N(III)]. Narysować wzory strukturalne tych cząsteczek, a następnie odszukać model każdej z nich.



12.49. Narysować wzory strukturalne podanych kwasów (w nawiasie zaznaczono wartościowość niemetalu w kwasie):

- H_2CO_3 (IV), HNO_2 (III), H_3BO_3 (III), H_4SiO_4 (IV)
- HClO_2 (III), HClO (I), HClO_4 (VII), HClO_3 (V)
- $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ (V), H_2SiO_3 (IV), H_5IO_6 (VII), H_6TeO_6 (VI)

12.50. Narysować elektronowe wzory kreskowo-kropkowe kwasów podanych w poprzednim zadaniu (wiązanie koordynacyjne zaznaczyć strzałką).

12.51. Dopisać trzeci człón w szeregach:

- H_2SiO_3 , H_3PO_4 , ?, HClO_4
- HIO_4 , H_2SeO_4 , ?, H_2CO_3

12.52. Podać nazwy, z liczbą Stocka i liczbą atomów tlenu, następujących kwasów: H_2TeO_4 , HIO_2 , HSbO_3 .

12.53. Ustalić wzory następujących kwasów: a) kwas tetraoksomanganowy(VI), b) kwas heptaoksochromowy(VI), c) kwas heksaoksotellurowy(VI).

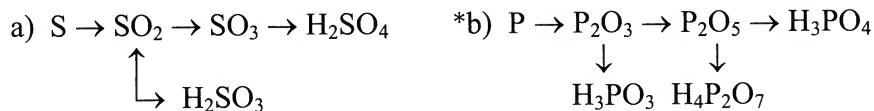
12.54. Ułożyć równania reakcji podanych tlenków z wodą lub zaznaczyć, że reakcja nie zachodzi: SO_2 , SiO_2 , N_2O , MgO , Fe_2O_3 , N_2O_5 , CO , CO_2 .

12.55. Dla których z niżej wymienionych kwasów nie można podać wzoru tlenku kwasowego: H_2CO_3 , HNO_2 , HBr , $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, HCN , H_3BO_3 ?

12.56. Ułożyć równania reakcji otrzymywania kwasów z podanych tlenków:

- H_2SO_4 z SO_3 , H_2SO_3 z SO_2
- HNO_3 z N_2O_5 , HNO_3 z NO_2
- H_3PO_4 , HPO_3 , $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ z P_2O_5

12.57. Ułożyć równania reakcji, za pomocą których można dokonać następujących przemian:



12.58. Ułożyć równanie reakcji otrzymywania trudno rozpuszczalnego kwasu H_4SiO_4 z jego rozpuszczalnej soli.

12.59. Słaby kwas można otrzymać działając na jego sól mocnym kwasem. Dokończyć równania reakcji w formie cząsteczkowej i zapisać je w formie skróconej jonowej lub zaznaczyć, że proces nie zachodzi:



12.60. Zapropionować sposób otrzymywania mocnego kwasu HClO_4 z soli $\text{Pb}(\text{ClO}_4)_2$.

12.61. Ułożyć równania dysocjacji jonowej następujących kwasów: a) HClO_4 (mocny elektrolit), b) H_2SO_3 (słaby elektrolit).

12.62. Uporządkować podane kwasy według rosnącej ich mocy: a) HBrO_4 , HClO_4 , HIO_4 , b) H_2CO_3 , H_3PO_4 , H_2SeO_4 .

12.63. Podać przykłady następujących reakcji:

- 1) kwasu z wodorotlenkiem,
- 2) kwasu z tlenkiem zasadowym,
- 3) kwasu z metalem, w której powstaje wodór,
- 4) kwasu z metalem, w której nie powstaje wodór.

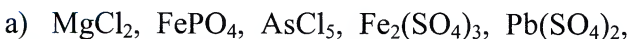
12.64. Ile jonów H^+ może powstać podczas dysocjacji jonowej jednej cząsteczki następujących kwasów: 1) H_3PO_4 , 2) H_2PHO_3 , 3) HPH_2O_2 ?

* **12.65.** Pewien pierwiastek tworzy dwuhydronowy kwas tlenowy o masie cząsteczkowej 62 u, w którym stosunek masowy tlenu do wodoru wynosi 24 : 1. Podać wzór tego kwasu.

* **12.66.** Tlenek pewnego trójwartościowego pierwiastka reaguje z wodą, dając jednohydronowy kwas o masie cząsteczkowej 47 u. Ułożyć równanie reakcji tego tlenku z wodą.

12.5. Sole

12.67. Obliczyć wartościowość metalu w następujących solach:



12.68. Podać wartościowość reszt kwasowych w następujących wodorosolach: NaHCO_3 , CaHPO_4 , $\text{Ba}(\text{HSO}_3)_2$, Na_2HAsO_3 , $\text{Mg}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$.

12.69. Z jakich jonów składają się następujące sole: 1) Na_2SO_3 , 2) ZnSO_4 , 3) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, 4) Na_3PO_4 , 5) KNO_2 , 6) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$?

12.70. Ustalić skład jednostki formalnej następujących soli: 1) Na_2SO_4 , 2) CaCO_3 , 3) $\text{Pb}(\text{SO}_4)_2$, 4) FeCl_3 , 5) $\text{Cr}_2(\text{SO}_3)_3$, 6) $\text{Zr}(\text{NO}_3)_4$.

* **12.71.** Ile rodzajów wodorosoli może tworzyć kwas H_3R ? Podać wzory ogólne soli z metalem jedno-, dwu- i trójwartościowym.

12.72. Z jakich jonów składają się następujące sole: 1) NaHSO_4 , 2) MgOHCl , 3) AlOHCl_2 , 4) $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$, 5) $\text{Mg}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$, 6) $\text{Mg}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$?

12.73. Ustalić skład jednostki formalnej soli podanych w poprzednim zadaniu.

Wskazówka: hydroksosól składa się co najmniej z trzech rodzajów jonów.

12.74. Zaklasyfikować podane niżej związki do zbiorów: wodorosoli, hydroksosoli, soli podwójnych, soli kompleksowych: a) $\text{Ca}(\text{HPO}_4)_2$, b) $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$, c) $\text{Be}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$, d) $[\text{Mg}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$, e) KHCO_3 , f) $\text{Ni}(\text{OH})\text{Cl}$, g) $\text{NaCr}(\text{SO}_4)_2$.

12.75. Ile moli kationów i ile moli anionów zawiera 1 mol każdej soli podanej w zadaniu 12.74?

12.76. Podać nazwy następujących soli: 1) KBr , 2) ZnI_2 , 3) AlF_3 , 4) AgBr , 5) AuCl_3 , 6) Al_2S_3 .

12.77. Podać wzory następujących substancji: 1) trisiarczek dimanganu, 2) siarczek disrebra, 3) heksafluorek uranu, 4) pentabromek niobu, 5) disiarczek ołowiu, 6) siarczek ołowiu.

12.78. Podać wzory następujących substancji: 1) siarczek manganu(III), 2) siarczek srebra, 3) fluorek uranu(VI), 4) bromek niobu(V), 5) siarczek ołowiu(IV), 6) siarczek ołowiu(II).

12.79. Podać po dwie nazwy każdej z następujących soli: 1) FeCl_2 , 2) FeCl_3 , 3) CuBr , 4) CuBr_2 , 5) PbI_2 , 6) PbI_4 .

12.80. Podać po dwie nazwy każdej z następujących soli: 1) Cr_2S_3 , 2) CrS , 3) Cu_2S , 4) CuS , 5) SnS_2 , 6) SnS .

12.81. Podać wzory następujących soli: 1) fluorek wapnia, 2) bromek srebra, 3) trisiarczek diżłota, 4) dijodek ołowiu, 5) tetrachlorek ołowiu, 6) dichlorek miedzi.

12.82. Podać wzory następujących soli: 1) siarczek złota(III), 2) jodek ołowiu(II), 3) chlorek ołowiu(IV), 4) chlorek miedzi(II).

12.83. Podać nazwy zwyczajowe następujących soli (nazwy niezalecane zaznaczyć gwiazdką *): 1) NaNO_3 , 2) MgSO_4 , 3) CaCO_3 , 4) K_3PO_4 , 5) Na_2SO_3 , 6) KNO_2 .

12.84. Podać wzory soli o następujących nazwach zwyczajowych: 1) siarczan miedzi, 2) azotan wapnia, 3) azotyn sodu*, 4) węglan boru, 5) siarczyn srebra*, 6) fosforan cynku.

* nazwa niezalecana, ale powszechnie używana

12.85. Podać nazwy z liczbą Stocka następujących soli: 1) NaNO_3 , 2) MgSO_4 , 3) CaCO_3 , 4) K_3PO_4 , 5) Na_2SO_3 , 6) KNO_2 .

12.86. Podać wzory następujących soli: 1) bis(trioksoazotan) wapnia, 2) tris(tetraokso-siarczan) diglinu, 3) tetrakis(trioksoazotan) cyrkonu, 4) bis(tetraoksomanganian) baru.

12.87. Podać nazwy zwyczajowe następujących wodorosoli: 1) NaHCO_3 , 2) KHS, 3) CaHPO_4 , 4) $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, 5) $\text{Mg}(\text{HPO}_4)_2$, 6) NH_4HCO_3 .

12.88. Podać wzory następujących wodorosoli: 1) wodorosiarczan potasu, 2) wodorosiarczan magnezu, 3) diwodorofosforan potasu, 4) wodorofosforan litu, 5) diwodorofosforan baru, 6) wodorofosforan berylu.

12.89. Podać nazwy zwyczajowe następujących hydroksosoli:

1) MgOHBr , 2) $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{SO}_4$, 3) $\text{Ca}_3(\text{OH})_3\text{PO}_4$, 4) $\text{Cu}_3(\text{OH})_4\text{SO}_4$.

Wskazówka: indeksy stechiometryczne – w miarę potrzeby – określić przedrostkami odliczebnikowymi.

12.90. Obliczyć wartość indeksu stechiometrycznego (x) we wzorze $\text{Ni}_x(\text{OH})_4\text{CO}_3$ i podać nazwę soli.

12.91. Podać wzory następujących hydroksosoli: 1) siarczan diwodorotlenek diżelaza, 2) węglan tetrawodorotlenek trinitru, 3) fosforan monowodorotlenek diżelaza, 4) bis(fosforan) tetrawodorotlenek pentamiedzi.

12.92. Podać nazwy systematyczne i zwyczajowe następujących hydratów:

1) $\text{CuF}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$, 2) $\text{CdCl}_2 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$, 3) $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$, 4) $\text{FeCl}_3 \cdot 5/2 \text{H}_2\text{O}$.

Wskazówka do p.4: najpierw zamienić ułamek na całkowity współczynnik stechiometryczny.

12.93. Podać wzory następujących hydratów:

1) trichlorek żelaza—woda (1/6),

2) chlorek cynku—woda (2/3),

3) węglan sodu—woda (1/10),

4) chlorek żelaza(III)—woda (2/5).

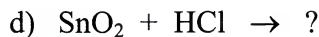
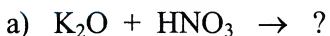
12.94. Podać nazwy wymienionych soli, często stosowanych w przemyśle, medycynie i gospodarstwie domowym: 1) sól kuchenna (NaCl), 2) soda do picia lub soda do pieczenia albo soda oczyszczana (NaHCO_3), 3) soda kalcynowana lub soda amoniakalna (Na_2CO_3), 4) kreda, wapień lub marmur (CaCO_3), 5) proszek do pieczenia ciasta (NH_4HCO_3), 6) potaż (K_2CO_3), 7) sublimat (HgCl_2), 8) kalomel (Hg_2Cl_2), 9) lapis (AgNO_3), 10) sól gorzka ($\text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$), 11) ałun kosmetyczny [$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot \text{K}_2\text{SO}_4 \cdot 24 \text{H}_2\text{O}$].

12.95. Ułożyć równania reakcji w formie cząsteczkowej i skróconej jonowej:

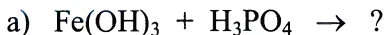
a) kwasu H_2SO_4 z: K_2O , MgO , Mn_2O_3 ,

b) kwasu solnego z: Cu_2O , Bi_2O_3 , Bi_2O_5 .

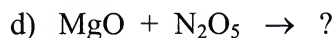
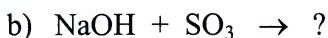
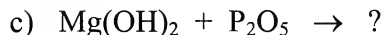
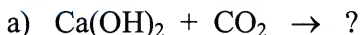
12.96. Ułożyć równania reakcji:



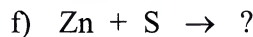
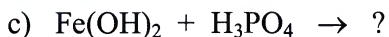
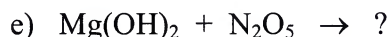
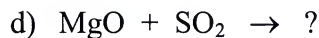
12.97. Ułożyć równania reakcji:



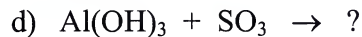
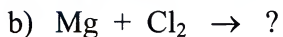
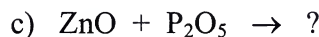
12.98. Ułożyć równania reakcji:



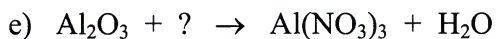
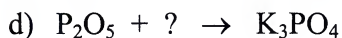
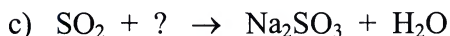
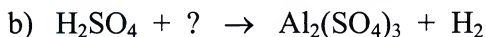
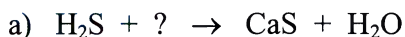
12.99. Ułożyć równania reakcji:



12.100. Ułożyć równania reakcji:



12.101. W miejsce znaków zapytania wpisać wzory chemiczne i dobrać współczynniki:



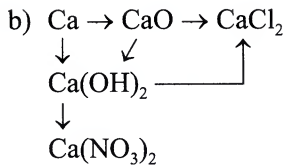
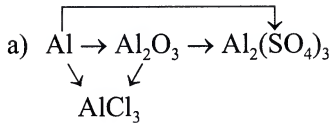
* **12.102.** Mając do dyspozycji: magnez, tlen, wodę i siarkę, podać pięć sposobów otrzymywania MgSO_3 w postaci schematów reakcji.

* **12.103.** Ułożyć schematy reakcji otrzymywania NaNO_3 pięcioma sposobami.

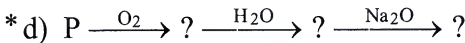
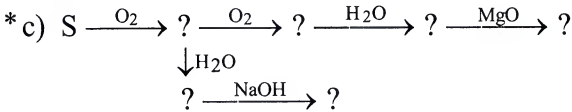
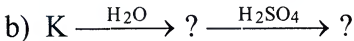
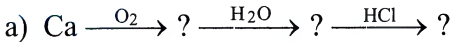
12.104. Jak z tlenku miedzi CuO otrzymać: 1) siarczan CuSO_4 , 2) azotan $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, 3) CuCl_2 ?

* **12.105.** Mając do dyspozycji: tlen, sód, siarkę, magnez, wodę i kwas solny, należy otrzymać: 1) chlorek magnezu, 2) wodorotlenek magnezu, 3) wodorotlenek sodu, 4) siarczan Na_2SO_3 . Ułożyć równania odpowiednich reakcji.

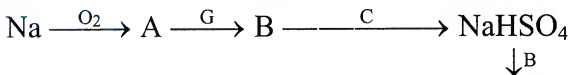
12.106. Ułożyć równania reakcji, za pomocą których można dokonać następujących przemian:



12.107. W miejsce znaków zapytania wpisać wzory odpowiednich substancji:



* **12.108.** W miejsce liter A, B, C, D, E, G wpisać wzory odpowiednich substancji:

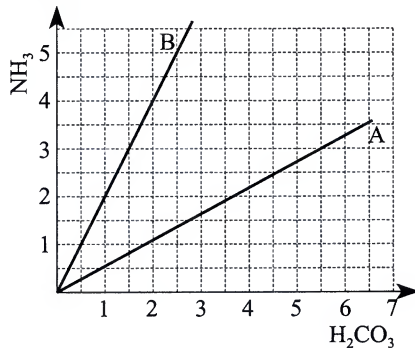


* **12.109.** Do roztworu zawierającego 1 mol kwasu H_2SO_4 dodano roztwór zawierający 1 mol wodorotlenku sodu, a otrzymany roztwór odparowano do sucha w parownicy. Jaka sól pozostała w parownicy?

* **12.110.** Do roztworu zawierającego 1 mol H_3PO_4 dodano 1 mol Na_2HPO_4 i roztwór odparowano do sucha. Jaką substancję otrzymano?

* **12.111.** Do $0,2 \text{ dm}^3$ 0,1-molowego roztworu kwasu siarkowodorowego dolano $0,1 \text{ dm}^3$ 0,2-molowego roztworu wodorotlenku potasu. Czy otrzymano roztwór siarczku potasu, czy roztwór wodorosiarczku potasu?

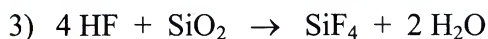
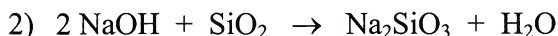
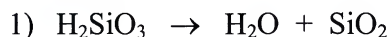
* **12.112.** Która z linii na rysunku ilustruje molowy, a która masowy stosunek stechiometryczny pomiędzy substratami reakcji amoniaku z kwasem węglowym, jeżeli produktem reakcji jest węglan amonu?



jednostka na obu osiach = 1 g lub 1 mol

* **12.113.** Obliczyć objętość 10-molowego roztworu H_2SO_4 niezbędną do przeprowadzenia 2 moli $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ w $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$.

* **12.114.** Które z niżej wymienionych równań reakcji świadczą o tym, że SiO_2 jest tlenkiem kwasowym?



12.115. Podać rodzaje drobin powstających w procesach: 1) rozpuszczania soli w wodzie, 2) rozpuszczania nieelektrolitu w wodzie, 3) roztwarzania metalu w kwasie.

12.116. Obliczyć zawartość procentową bezwodnej soli w hydracie $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.

12.117. Do syntezy disiarczku cyny (SnS_2) użyto m_1 gramów cyny i m_2 gramów siarki. Obliczyć: a) ile gramów disiarczku cyny otrzymano, jeżeli cyna była użyta w nadmiarze, b) ile gramów disiarczku cyny otrzymano, jeżeli siarka był użyta w nadmiarze, c) ile gramów cyny zawierała mieszanina poreakcyjna, jeżeli cyna była użyta w nadmiarze, d) ile gramów siarki zawierała mieszanina poreakcyjna, jeżeli siarka była użyta w nadmiarze.

* **12.118.** Podać wzór obojętnej soli, wiedząc, że masa jej mola wynosi 78 g, oraz że powstaje ona w reakcji wodorotlenku sodu z dwuhydronowym kwasem.

* **12.119.** Ustalić wzór sumaryczny obojętnej soli o masie mola 310 g, pochodzącej od trójhydronowego kwasu oraz dwuwartościowego metalu, którego tlenek ma masę mola 56 g.

** **12.120.** Do roztworu zawierającego 52,8 g $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ dodano nadmiar wodorotlenku sodu i ogrzewano. Wydzielający się gaz wprowadzono do roztworu zawierającego 78,4 g H_3PO_4 . Jaka sól powstała?

Rozdział 13.

Pierwiastki bloku s

13.1. Wodór

13.1. Które z podanych właściwości odnoszą się do wodoru: 1) tworzy mieszaninę wybuchową z tlenem pod warunkiem, że stosunek objętościowy wodoru do tlenu wynosi 2 : 1, 2) jest jedynym gazem, którego nie udało się skroplić, 3) toksyczny, 4) reaguje z wodą, 5) ma najmniejszą gęstość ze wszystkich gazów.

13.2. Określić warunki w jakich zachodzą reakcje wodoru z wymienionymi pierwiastkami i ułożyć równania tych reakcji: siarka, chlor, azot, tlen, fluor.

13.3. Ile moli cząsteczek chlorowodoru (HCl) znajduje się w $0,75 \text{ cm}^3$ 0,1-molowego kwasu solnego?

13.4. Które z wymienionych pierwiastków są bardziej elektroujemne od wodoru: sód, azot, wapń, siarka, jod?

13.5. Do dwóch naczyń z kwasem H_2SO_4 wrzucono próbki metali o jednakowej masie: wapnia i glinu. W którym naczyniu wydzielili się więcej wodoru?

13.6. Do dwóch naczyń z kwasem solnym wrzucono próbki metali o równej liczności materii (liczbie moli): wapnia i glinu. W którym naczyniu wydzielili się więcej wodoru?

* **13.7.** Do dwóch naczyń z kwasem solnym wrzucono próbki metali o jednakowej objętości: wapnia i glinu. W którym naczyniu wydzielili się więcej wodoru?

13.8. Który z podanych tlenków wymaga większej ilości wodoru w reakcji redukcji 1 g tlenku do wolnego metalu:

a) Fe_2O_3 czy Cr_2O_3 , b) FeO czy Fe_2O_3 ?

13.9. W której reakcji można uzyskać największą ilość wodoru: 1) podczas elektrolizy m gramów wody, 2) podczas konwersji m gramów metanu, 3) podczas roztwarzania m gramów cynku w kwasie?

* **13.10.** Uszeregować, według rosnącej zawartości procentowej wodoru, mieszaniny poreakcyjne otrzymane w następujących przemianach:

- 1) konwersji metanu,
- 2) reakcji pary wodnej z rozżarzonym koksem,
- 3) półspalania metanu.

Wskazówka: Produktami półspalania metanu są: tlenek węgla CO i wodór.

* **13.11.** Ile kilogramów wodoru można otrzymać w procesie konwersji 1 kg mieszaniny metanu i pary wodnej, zmieszanych w stosunku molowym 1 : 1?

13.2. Litowce

13.12. Podać konfigurację powłokową potasu.

13.13. Ile elektronów zawiera rdzeń atomu sodu?

13.14. Zapisać skróconą konfigurację podpowłokową atomu rubidu.

13.15. Przedstawić graficznie konfigurację orbitalną: a) atomu sodu, b) kationu potasu.

13.16. Które z litowców wrzucone do wody pływają, a które toną?

13.17. Ułożyć równania reakcji nadtlenku sodu z: ditlenkiem siarki, pentatlenkiem difosforu, tritlenkiem diazotu.

* **13.18.** Jakie reakcje zachodzą na powierzchni sodu po wyjęciu go z nafty?

13.19. Wapno sodowane jest mieszaniną wodorotlenku sodu i wapna gaszonego. Ułożyć równania chemiczne wyjaśniające zastosowanie wapna sodowanego do pochłaniania ditlenku węgla.

13.20. Ile kilogramów wodorotlenku sodu otrzymano w elektrolizerze rtęciowym, jeżeli na anodzie wydzielilo się równocześnie 100 m³ chloru (warunki normalne)?

13.21. Obliczyć ładunek elektryczny, jaki należy przepuścić przez elektrolizer przeponowy, aby otrzymać 40 kg wodorotlenku sodu. Wynik podać w faradajach.

13.22. Jaką objętość w warunkach normalnych zajmie wodór, otrzymany w reakcji 150 kg 5-procentowego amalgamatu sodu z wodą?

13.23. Z 300 kg soli, zawierającej 90% chlorku sodu, otrzymano 177 kg wodorotlenku sodu. Obliczyć procentową wydajność reakcji.

* **13.24.** Czy 50 kg soli kamiennej, zawierającej 85% chlorku sodu, wystarczy do otrzymania 0,8 kilomola wodorotlenku sodu metodą rtęciową?

* **13.25.** Obliczyć stężenie procentowe wodorotlenku sodu w roztworze otrzymanym po wprowadzeniu 2 g tlenku sodu do 12 g wody.

13.26. Obliczyć masę tlenu, w której zawarta jest liczba cząsteczek równa liczbie jonów zawartych w 10 g chlorku sodu.

* **13.27.** Próbkę tlenku pewnego metalu, o masie 6,2 g, wrzucono do nadmiaru kwasu solnego, a następnie roztwór odparowano do sucha, otrzymując 11,7 g bezwodnej soli. Podać przypuszczalną nazwę metalu.

* **13.28.** Podczas elektrolizy stopionego chlorku pewnego metalu otrzymano 1,12 dm³ chloru (warunki normalne) oraz 3,9 g metalu. Ustalić wzór soli poddanej elektrolizie.

* **13.29.** Obliczyć masę wodorotlenku sodu, którą należy dodać do 100 g 58,8-procentowego kwasu H₃PO₄, aby po odparowaniu mieszaniny poreakcyjnej otrzymać równomolową mieszaninę Na₃PO₄ i Na₂HPO₄.

13.30. Którego z metali bloku s należy użyć do reakcji z kwasem, aby otrzymać najwięcej wodoru z jednostki masy metalu?

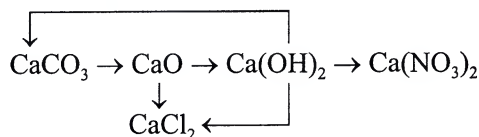
***13.31.** Naturalny rubid stanowi mieszaninę dwu nuklidów różniących się o dwa neutrony. Masa atomowa naturalnego rubidu wynosi 85,47 u. Obliczyć procentowe zawartości obu nuklidów. Wynik porównać z danymi tablicowymi na końcu „Zbioru...”. Wyjaśnić przyczynę niewielkich rozbieżności.

13.3. Berylowce

13.32. Podać następujące konfiguracje elektronowe: a) powłokową walencyjną berylu, b) podpowłokową magnezu, c) podpowłokową walencyjną magnezu, d) podpowłokową skróconą strontu, e) orbitalną walencyjną strontu, f) podpowłokową skróconą kationu strontu.

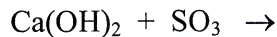
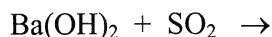
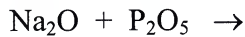
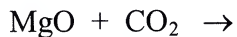
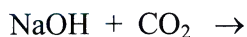
13.33. Dopisać trzeci człón w szeregu: Na^+ , Ca^{2+} , ?, Ba^{2+} .

13.34. Ułożyć równania reakcji, za pomocą których można dokonać następujących przemian:

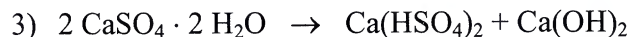
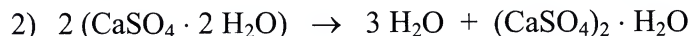
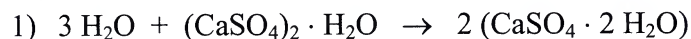


13.35. Ułożyć równania reakcji wapnia z chlorem, siarką, węglem (produktem jest węglík CaC_2), azotem (produktem jest azotek Ca_3N_2) i wodorem (produktem jest wodorek CaH_2).

13.36. Ułożyć równania reakcji:



13.37. Pacjentowi nałożono na rękę usztywniający opatrunek z gipsu. Miękką masą gipsową po pewnym czasie stwardniała. Które z niżej podanych równań ilustruje proces twardnienia masy gipsowej?



13.38. Jakie drobiny zawiera roztwór uzyskany po rozтворzeniu baru w roztworze wodorotlenku litu?

- * **13.39.** Skład białej magnezji można przedstawić wzorem:
 $3 \text{MgCO}_3 \cdot \text{Mg(OH)}_2 \cdot 3 \text{H}_2\text{O}$.
- a) Ułożyć równanie reakcji roztwarzania białej magnezji w kwasie HNO_3 .
 b) Obliczyć zawartość procentową magnezu w białej magnezji.
- * **13.40.** Podczas roztwarzania w kwasie 10 g wapna gaszonego, zawierającego domieszkę węglanu wapnia, wydzieliło się 224 cm^3 gazu odcierzonego w warunkach normalnych. Ile procent węglanu wapnia zawierało wapno gaszone?
- 13.41.** Ile kilogramów gipsu ($\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$) należy poddać prażeniu, by otrzymać 100 kg gipsu palonego (CaSO_4)₂ · H₂O?
- 13.42.** Ile gramów siarczanu BaSO_4 wytrąci się w postaci osadu, jeżeli do roztworu zawierającego 50 g kwasu H_2SO_4 wprowadzimy 80 g nadtlenu baru?
- * **13.43.** Obliczyć stężenie procentowe wodorotlenku wapnia w zawieszynie (tzw. mleku wapiennym) otrzymanej po rozpuszczeniu 4 g tlenku wapnia w 15 g wody.
- * **13.44.** 5 g wapnia wrzucono do 30 g wody. Obliczyć stężenie procentowe wodorotlenku wapnia w otrzymanej zawieszynie.
- 13.45.** Zmieszano $V_1 \text{ cm}^3$ c_1 -molowego roztworu Ca(OH)_2 z $V_2 \text{ cm}^3$ c_2 -molowego roztworu HCl . Jaki odczyn miał otrzymany roztwór, jeżeli: a) iloczyny $c \cdot V$ w obu roztworach były równe, b) $c_1 \cdot V_1 < 2 c_2 \cdot V_2$, c) $c_1 \cdot V_1 = 2 c_2 \cdot V_2$?

Rozdział 14.

Pierwiastki bloku p

14.1. Fluorowce

14.1. Ile elektronów niesparowanych zawierają: a) fluorowce w podstawowym stanie energetycznym, b) chlorowce na powłoce walencyjnej w stanach wzbudzonych? Odpowiedź uzasadnić konfiguracjami orbitalnymi.

14.2. Ile wiązań kowalencyjnych z udziałem elektronów niesparowanych i ile wiązań koordynacyjnych z udziałem elektronów sparowanych może tworzyć chlor w stanie podstawowym? Odpowiedź zilustrować wzorami elektronowymi kreskowo-kropkowymi oksokwasów monochlorowych.

14.3. Zapisać podpowłokową konfigurację walencyjną jodu w takim stanie elektronowym, który pozwala na tworzenie podanej liczby wiązań kowalencyjnych z udziałem elektronów niesparowanych: a) jednego, b) trzech, c) pięciu, d) siedmiu. Podać przykłady w postaci fluorków jodu.

14.4. Przedstawić walencyjne konfiguracje: a) podpowłokowe, b) orbitalne, jednoujemnych anionów fluorowców.

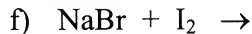
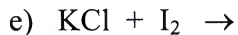
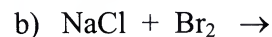
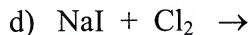
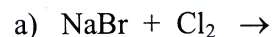
14.5. Dopisać trzeci człon w szeregu: HOF, HClO₂, ?, HIO₄.

14.6. Podać wzory i nazwy tworzonych przez brom: a) prostych anionów, b) oksoanionów monobromowych.

14.7. Określić budowę przestrzenną: a) Cl₂O, *b) ClO₂.

14.8. Czy można zbierać chlor w zamkniętym naczyniu: a) nad wodą, b) nad roztworem chlorku sodu, c) nad roztworem bromku sodu? Uzasadnić odpowiedź podając równania reakcji.

14.9. Ułożyć równania reakcji między niżej podanymi substancjami lub zaznaczyć, że reakcja nie zachodzi:



* **14.10.** Chlor można otrzymać w laboratorium ogrzewając mieszaninę NaHSO₄, NaCl i MnO₂. Ułożyć równanie reakcji.

14.11. Mieszaninę (osad) chlorku i jodku srebra przemywano na sączku wodą chłową. Jak się zmieniła masa osadu?

- * **14.12.** Jakie sole należy zmieszać, aby po silnym ogrzaniu otrzymać siarczan KNaSO_4 i chlorowódz?
- 14.13.** W równaniach poniższych reakcji dobrać współczynniki metodą bilansu elektronowego:
- a) $\text{P}_4 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{HBr}$
- b) $\text{KOH} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{KBrO} + \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$
- 14.14.** Które z wymienionych jonów zawiera wodny roztwór kwasu HClO : H^+ , HCl^+ , O^{2-} , OH^- , ClO^- , Cl^- , Cl^+ , HO^+ ?
- 14.15.** Paliwo raketowe można sporządzić mieszając sproszkowany tetroksochloran(VII) potasu i sadzę. W jakim stosunku masowym należy zmieszać te substancje, aby otrzymać KCl i CO_2 jako jedyne produkty reakcji?
- 14.16.** Do roztworu zawierającego 10 g NaBr dodano 15 g AgNO_3 . Wytrącony osad odsączono. Jakie jony zawiera przesącz?
- 14.17.** Ile moli chlorowodoru wydzieli się z mieszaniny 12 g NaCl i 24 g NaHSO_4 ?
- 14.18.** W 1 dm³ wody rozpuszczono 0,254 g jodu. Obliczyć stężenie molowe takiego roztworu.
- 14.19.** Jedną z laboratoryjnych metod otrzymywania chloru polega na działaniu kwasem solnym na trioksochloran(V) potasu (KClO_3). Produktami reakcji są: chlor, chlorek potasu i woda. Ułożyć równanie reakcji i obliczyć, ile moli tego chloranu potrzeba do otrzymania 6 moli chloru cząsteczkowego.
- * **14.20.** Ile moli tlenu atomowego może powstać ze 150 g 1-procentowej wody chlorowej?
- * **14.21.** Ile dm³ chloru (warunki normalne) potrzeba do wyparcia jodu z 0,4 dm³ 0,25-molowego roztworu jodku sodu?
- * **14.22.** Działając kwasem H_2SO_4 na chlorek sodu, otrzymano 10 dm³ chlorowodoru odmierzzonego w warunkach normalnych. W naczyniu reakcyjnym pozostało jeszcze 23,9 g chlorku sodu. Ile procent początkowej ilości chlorku sodu przereagowało?
- * **14.23.** Jak otrzymać chlorek wapnia z chlorku sodu? Ułożyć równania reakcji.
- ** **14.24.** Ile dm³ chloru (warunki normalne) można otrzymać z 200 g 35,5-procentowego kwasu solnego: 1) przez działanie ditlenkiem manganu (MnO_2), 2) przez działanie trioksochloranem(V) potasu?

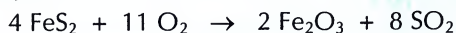
14.2. Tlenowce

Przykład 14.1

Obliczyć, ile moli kwasu H_2SO_4 można teoretycznie otrzymać z jednego mola pirytu, jeżeli tlen i wodę stosuje się w nadmiarze.

Analiza problemu

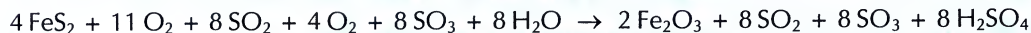
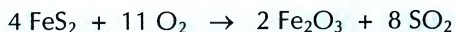
W fabrykach chemicznych reakcję prowadzi się na ogół etapami, jeden po drugim, używając do następnej reakcji produktu reakcji poprzedniej. Kwas siarkowy otrzymuje się przemysłowo, realizując kolejno trzy reakcje:



Z równań tych reakcji wynikają zależności ilościowe:

- 1) z czterech moli pirytu powstaje osiem moli SO_2 ,
- 2) z dwóch moli SO_2 powstają 2 mole SO_3 ,
- 3) z jednego mola SO_3 powstaje 1 mol H_2SO_4 .

W celu obliczenia liczby moli H_2SO_4 , która powstaje z jednego mola pirytu, można kolejno wykorzystać molowe stosunki stechiometryczne trzech reakcji, obliczając liczbę moli substratu potrzebną do otrzymania 1 mola interesującego nas produktu. Bardziej przejrzysty obraz stosunków stechiometrycznych uzyskamy, dodając stronami wszystkie równania w ten sposób, aby w równaniu sumarycznym uzyskać identyczną liczbę moli produktów przejściowych. Wymaga to na ogół uprzedniego pomnożenia obu stron niektórych równań przez odpowiednio dobraną liczbę całkowitą (dopuszczalne są ułamki, jeżeli ułatwi to rachunek):



Odejmując od obu stron równania odpowiednią liczbę moli produktów pośrednich (SO_2 , SO_3), otrzymujemy sumaryczne równanie opisujące stosunki ilościowe pomiędzy surowcami i produktami końcowymi:



Równanie tego typu jest bardzo przydatne w obliczeniach chemicznych związanych z procesami przemysłowymi, należy jednak pamiętać, że z jakościowego punktu widzenia może być ono pozbawione sensu chemicznego. Nie udało się dotychczas otrzymać kwasu siarkowego, ogrzewając w zamkniętym układzie piryt, tlen i wodę.

Rozwiązanie

Z sumarycznego równania produkcji kwasu siarkowego:



wynika, że z 4 moli pirytu powstaje 8 moli kwasu siarkowego, zatem z 1 mola pirytu powstają 2 mole kwasu siarkowego.

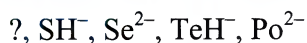
Odpowiedź: Z jednego mola pirytu można teoretycznie otrzymać 2 mole kwasu H_2SO_4 .

14.25. Ile elektronów niesparowanych zawierają: a) tlenowce w podstawowym stanie energetycznym, b) siarkowce na powłoce walencyjnej w stanach wzbudzonych? Odpowiedź uzasadnić konfiguracjami orbitalnymi.

14.26. Ile wiązań kowalencyjnych z udziałem elektronów niesparowanych i ile wiązań koordynacyjnych z udziałem elektronów sparowanych może tworzyć siarka w stanie podstawowym? Odpowiedź zilustrować wzorami elektronowymi kreskowo-kropkowymi oksokwasów monosiarkowych.

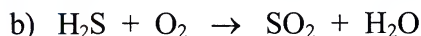
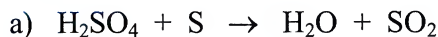
14.27. Przedstawić walencyjne konfiguracje: a) podpowłokowe, b) orbitalne, dwujemnych anionów tlenowców.

14.28. Dopisać pierwszy człon w szeregu:



14.29. Podać wzory i nazwy tworzonych przez siarkę: a) prostych anionów, b) oksoanionów monosiarkowych.

14.30. Dobrać współczynniki w reakcjach redoks:

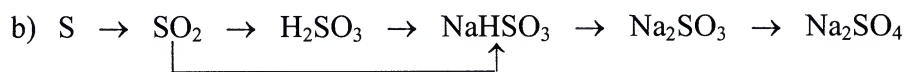
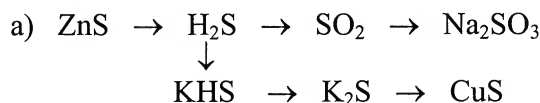


14.31. Narysować wzory elektronowe kreskowe-kropkowe podanych drobin:

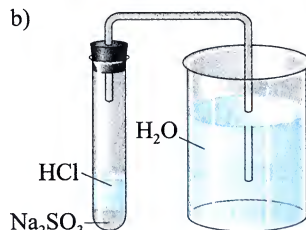
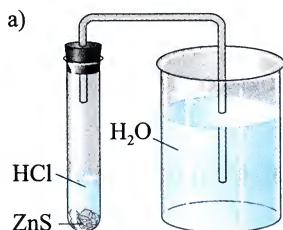
a) HSO_3^- , b) HSO_4^- .

14.32. Określić budowę przestrzenną: a) SO_3 , b) O_3 , c) SO_3^{2-} , d) OF_2 .

14.33. Ułożyć równania reakcji, za pomocą których można dokonać następujących przemian:



14.34. Jakie cząsteczki i jakie jony będzie zawierał roztwór otrzymany w zlewce po zakończeniu doświadczenia przedstawionego na: a) rysunku a, b) rysunku b?



14.35. Jak otrzymać siarkowodór, mając do dyspozycji cynk, siarkę i kwas H_2SO_4 ?
Ułożyć równania reakcji.

14.36. Jak otrzymać siarczek CuS , dysponując cynkiem, siarką, kwasem solnym i siarczanem CuSO_4 ?

14.37. Czy można uwolnić wodór z domieszki siarkowodoru, przepuszczając go przez płuczkę z: 1) wodorotlenkiem sodu, 2) kwasem solnym, 3) roztworem siarczanu CuSO_4 ?
Odpowiedź uzasadnić układając równanie reakcji.

14.38. Czy w wodnym roztworze wodorosiarczku potasu znajdują się między innymi cząsteczki H_2S ?

* **14.39.** Ułożyć równanie reakcji stężonego kwasu H_2SO_4 z węglem, wiedząc, że wśród produktów są dwa gazy: jeden – bezwonny, powoduje zmętnienie wody wapiennej, a drugi, o charakterystycznej ostrej woni, w reakcji z wodą tworzy nietrwały kwas.

14.40. Dlaczego podwójnie oszklone okno nie zamarza w zimie, jeżeli pomiędzy szyby wstawimy otwarte naczynie ze stężonym kwasem H_2SO_4 ?

* **14.41.** Ile gramów wodorotlenku sodu potrzeba do całkowitego usunięcia ditlenku siarki z 20 dm^3 powietrza (warunki normalne), w którym znajduje się ok. 1% (objętościowo) tego tlenu?

Wskazówka: SO_2 przechodzi w HSO_3^- .

* **14.42.** Ile dm^3 ditlenku siarki (warunki normalne) należy rozpuścić w $1,5 \text{ dm}^3$ 0,25-molowego roztworu wodorotlenku sodu, aby otrzymać: 1) roztwór NaHSO_3 , 2) roztwór Na_2SO_3 ?

* **14.43.** Ile milimoli miedzi należy rozpuścić w stężonym kwasie H_2SO_4 , aby otrzymać taką samą ilość ditlenku siarki, jaka powstaje w reakcji spalania 6 milimoli pirytu?

* **14.44.** W zbiorniku znajdowała się mieszanina 2 moli ditlenku siarki i 1 mola tlenu. Gazy te przepuszczono nad katalizatorem, a wytworzony w reakcji gaz (wydajność 100%) wprowadzono z powrotem do zbiornika i doprowadzono do początkowej temperatury. Czy ciśnienie gazu było takie samo, jak przed reakcją?

14.45. 1 dm^3 wody nasycano tritlenkiem siarki. Po przerwaniu nasycania masa roztworu wynosiła 1180 g. Obliczyć stężenie procentowe kwasu H_2SO_4 w otrzymanym roztworze.

* **14.46.** W jakim stosunku objętościowym należy zmieszać 28-procentowy roztwór $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ($d = 1,33 \text{ g/cm}^3$) z 26-procentowym roztworem BaCl_2 ($d = 1,28 \text{ g/cm}^3$), aby wytrącić ilościowo BaSO_4 ?

14.47. Ile m^3 powietrza, odmierzonego w warunkach normalnych, potrzeba do spalania 10^3 kg FeS_2 , który utlenia się do Fe_2O_3 ?

14.48. Jaka ilość pirytu, zawierającego 85% FeS_2 , jest niezbędna do otrzymania takiej ilości ditlenku siarki, jaka tworzy się podczas spalania 1 kg czystej siarki?

* **14.49.** Ile m³ powietrza odmierzonego: a) w warunkach normalnych, b) w temperaturze 298 K, pod ciśnieniem 1026 hPa, potrzeba do spalania 500 kg siarki zawierającej 20% zanieczyszczeń?

14.3. Azotowce

14.50. Ile elektronów niesparowanych zawierają: a) azotowce w podstawowym stanie energetycznym, b) fosforowce na powłoce walencyjnej w stanach wzbudzonych? Odpowiedź uzasadnić konfiguracjami orbitalnymi.

14.51. Ile wiązań kowalencyjnych z udziałem elektronów niesparowanych i ile wiązań koordynacyjnych z udziałem elektronów sparowanych może tworzyć: a) każdy azotowiec, b) fosforowiec w stanie wzbudzonym? Podać przykłady.

14.52. Przedstawić walencyjną konfigurację: a) podpowłokową, b) orbitalną, trójujemnego anionu azotu (występującego tylko w sieciach krystalicznych).

14.53. W trzech szklanych naczyniach znajdują się: tlen, azot, powietrze. Jak je rozróżnić?

* **14.54.** W zbiornikach znajdują się następujące gazy: azot, tlen, amoniak, ditlenek siarki, chlor, ditlenek azotu. Jak je rozróżnić?

14.55. Czy można uwolnić azot od domieszek: 1) chlorowodoru, 2) tlenu, 3) ditlenku siarki, 4) siarkowodoru, 5) amoniaku, przepuszczając go najpierw przez płuczkę z roztworem wodorotlenku sodu, a następnie przez płuczkę ze stężonym H₂SO₄? Odpowiedź zilustrować równaniami chemicznymi.

14.56. Jak rozróżnić stężone kwasy: solny, tetraoksosiarkowy(VI) i trioksoazotowy(III):

- 1) przeprowadzając reakcje chemiczne,
- 2) nie wykonując reakcji chemicznych?

14.57. Jak rozróżnić rozcieńczone kwasy: solny, tetraoksosiarkowy(VI) i trioksoazotowy(III)?

14.58. Ułożyć równania reakcji, za pomocą których można dokonać następujących przemian:



14.59. Ułożyć równania powstawania obojętnych soli w reakcji amoniaku z: H₂SO₄, HCl, H₃PO₄ i H₂CO₃. Podać nazwy produktów.

14.60. Węglan amonu można otrzymać przez zmieszanie trzech gazów. Ułożyć równanie zachodzącej reakcji.

14.61. Podać wzory i nazwy obojętnych soli amonowych i wodorosoli amonowych kwasów: siarkowodorowego, solnego i tetraoksofosforowego(V).

14.62. Przedstawić skład jednostek formalnych następujących substancji: NaNO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, KH_2PO_4 , $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$, $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot 2 \text{CaSO}_4$.

14.63. Jakie fakty doświadczalne dowodzą, że czerwony i biały fosfor są tylko odmianami alotropowymi tego samego pierwiastka, a nie różnymi pierwiastkami?

14.64. Azot tworzy następujące tlenki: N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_4 i N_2O_5 . Nie obliczając składu procentowego odpowiedzieć na pytanie: który z tych tlenków zawiera największy procent azotu?

14.65. Saletra amonowa łatwo wybucha i dlatego nie można jej używać jako nawozu w postaci związku chemicznie czystego. Ułożyć równanie reakcji, która przebiega podczas takiego wybuchu, wiedząc, że wśród produktów reakcji znajduje się azot.

* **14.66.** Wszystkie dioksoazotany(III) ulegają rozkładowi pod działaniem kwasów, przy czym wydzielają się tlenki azotu: NO i NO_2 . Ułożyć równania reakcji rozkładu NaNO_2 i $\text{Ca}(\text{NO}_2)_2$ kwasami: solnym, tetraoksosiarkowym(VI) i tetraoksofosforowym(V).

Wskazówka: Reakcja polega na wytworzeniu kwasu dioksoazotowego(III) HNO_2 , który jest nietrwały i rozkłada się na N_2O_3 i H_2O . Z kolei N_2O_3 jest również związkiem nietrwałym i rozkłada się na NO_2 i NO .

* **14.67.** Pewna sól ma skład $\text{H}_3\text{O}_4\text{NS}$. Jak należy zapisać wzór tej soli, aby od razu można się było zorientować, co to za sól?

14.68. Obliczyć zawartość procentową azotu w nawozie o składzie: $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 2 \text{NH}_4\text{NO}_3$.

14.69. Obliczyć zawartość procentową azotu w saetrze chilijskiej zawierającej 2% domieszek bezazotowych.

* **14.70.** W jakim stosunku masowym należy zmieszać bezwodne sole: $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ i KNO_3 , w celu otrzymania nawozu sztucznego o równych zawartościach procentowych azotu i potasu?

* **14.71.** Ile dm^3 amoniaku (warunki normalne) można otrzymać ze 170 g 10-procentowego wodnego roztworu amoniaku?

* **14.72.** Ile gramów wapna gaszonego należy dodać do 400 cm^3 0,5-molowego roztworu salmiaku, aby po ogrzaniu nastąpiło całkowite usunięcie amoniaku z roztworu?

* **14.73.** W reakcji amoniaku z rozżarzoną tlenkiem CuO powstaje miedź, para wodna oraz gaz, którego gęstość w temperaturze 298 K, pod ciśnieniem 1040 hPa wynosi $1,18 \text{ g/dm}^3$. Ułożyć równanie reakcji.

* **14.74.** Czy 100 g 63-procentowego kwasu HNO_3 wystarczy do rozтворzenia 6,5 g fosforu?

Wskazówka: fosfor utlenia się do stopnia V, a azot redukuje się do stopnia IV.

- * **14.75.** Obliczyć, z ilu atomów składa się cząsteczka fosforu w stanie pary, jeżeli 1 objętość pary fosforu reaguje z 6 objętościami wodoru, dając fosforiak (PH_3) (objętości mierzone w tych samych warunkach ciśnienia i temperatury).
- * **14.76.** Z ilu atomów składa się cząsteczka arsenu w stanie pary, jeżeli gęstość pary arsenu, w przeliczeniu na warunki normalne, wynosi $13,4 \text{ g/dm}^3$?
- 14.77.** Reakcja utleniania amoniaku, w zależności od warunków prowadzenia procesu, może przebiegać według czterech różnych równań. Ułożyć te równania, wiedząc, że produktami są: albo azot, albo tlenek azotu, albo tlenek diazotu, albo ditlenek azotu.
- 14.78.** Obliczyć, ile moli kwasu HNO_3 można teoretycznie otrzymać z jednego mola azotu przy założeniu, że:
 - * a) rezygnuje się z utleniania tlenu azotu wywiązującego się w ostatnim etapie procesu,
 - ** b) wykorzystuje się w 100% tlenek azotu powstający w ostatnim etapie procesu, a tlen, wodór i woda są używane w nadmiarze.
- ** **14.79.** Obliczyć objętość gazowego amoniaku (warunki normalne) potrzebną do otrzymania 1 tony 55-procentowego roztworu kwasu HNO_3 , wiedząc, że 98% amoniaku utlenia się do tlenków azotu, a 94% azotu zawartego w wytworzonych tlenkach jest związane w kwas HNO_3 .
- ** **14.80.** Do aparatu kontaktowego wprowadzono stechiometryczną mieszaninę wodoru i azotu. Gazy opuszczające aparat zawierały 12% obj. amoniaku. Ile procent obj. w tych gazach stanowił azot?
- ** **14.81.** Mieszanina gazów otrzymanych po reakcji spalania amoniaku zawierała masowo 25,3% azotu, 13,6% tlenu azotu i parę wodną. Jaka część mola amoniaku wprowadzonego do reaktora uległa spalaniu do tlenu azotu?
- ** **14.82.** W naczyniu zawierającym tetratlenek diazotu i ditlenek azotu ustala się stan równowagi między tymi tlenkami. Skład mieszaniny zależy od temperatury i ciśnienia. Obliczyć molową zawartość procentową N_2O_4 w mieszaninie, w temperaturze 300 K pod normalnym ciśnieniem, wiedząc, że 10 g tej mieszaniny zajmuje w tych warunkach objętość $2,97 \text{ dm}^3$.

14.4. Węglowce

- 14.83.** Ile elektronów niesparowanych zawierają węglowce: a) w stanie podstawowym, b) w stanie wzbudzonym? Odpowiedź uzasadnić konfiguracjami orbitalnymi powłoki walencyjnej.
- 14.84.** Zapisać podpowłokową konfigurację walencyjną i określić liczbę oraz rodzaj wiązań, jakie może tworzyć: a) węgiel w stanie podstawowym, b) węgiel w stanie wzbudzonym. Podać przykłady.

14.85. Zapisać podpowłokową konfigurację walencyjną i określić liczbę oraz rodzaj wiązań, jakie może tworzyć: a) krzem w stanie podstawowym, b) krzem w stanie wzbudzonym.

14.86. Ile wiązań σ i ile wiązań π zawierają następujące drobiny: a) CCl_4 , b) CS_2 , c) $\text{H}_2\text{C}=\text{CHBr}$, d) $\text{HC}\equiv\text{C}-\text{CH}_3$?

14.87. W której z podanych drobin jądra leżą wzdłuż linii prostej: $\text{HC}\equiv\text{C}-\text{CH}_3$, CS_2 , CHCl_3 , HCN , HCHO (aldehyd mrówkowy), $\text{BrC}\equiv\text{CBr}$?

14.88. W których z podanych drobin jądra leżą w jednej płaszczyźnie: CO_3^{2-} , $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}_3$, COCl_2 , CCl_4 ?

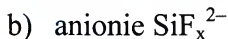
14.89. Które węglowce tworzą: a) proste kationy, b) proste aniony? Podać przykłady takich jonów.

14.90. Dlaczego atomowi węgla w metanie CH_4 przypisuje się stopień utlenienia $-IV$, a pozostałym węglowcom w izostechiometrycznych wodorkach, np. SiH_4 – stopień utlenienia IV ?

14.91. Przedstawić zmiany stopni utlenienia i dobrać współczynniki w reakcjach redoks:



14.92. Obliczyć wartość indeksu stechiometrycznego (x) w:



14.93. W dwóch zbiornikach znajdują się CO i CO_2 . Jak rozróżnić te gazy?

14.94. Jak oczyścić tlenek węgla od domieszki ditlenku węgla?

14.95. Ułożyć równania reakcji ilustrujące proces wyodrębniania wodoru z gazu syntezowego (mieszanina $\text{H}_2 + \text{CO}$).

14.96. Wyjaśnić, co oznaczają następujące określenia:

- 1) kwas krzemowy jest związkiem trudno rozpuszczalnym w wodzie,
- 2) kwas krzemowy jest słabym elektrolitem,
- 3) kwas krzemowy jest związkiem nietrwałym,
- 4) sole kwasu krzemowego ulegają hydrolizie.

14.97. W czterech probówkach znajdują się roztwory: Na_2CO_3 , NaNO_3 , Na_2S i NaCl . Jak je rozróżnić?

* **14.98.** Wyjaśnić, dlaczego węglany nierozpuszczalne w czystej wodzie rozpuszczają się w wodzie zakwaszonej.

14.99. Ułożyć równania reakcji, za pomocą których można dokonać następujących przemian:



W przypadku reakcji przebiegających pomiędzy jonami podać również równanie w formie jonowej.

14.100. Węglan sodu można otrzymać z wodorowęglanu sodu w reakcji z amoniakiem. Ułożyć równanie chemiczne tej reakcji.

14.101. Do roztworu kwasu H_2SO_4 dodawano kroplami roztwór węglanu potasu. Podczas doświadczenia wydzielał się bezbarwny gaz, a po pewnym czasie roztwór, zawierający początkowo tylko kwas, wykazał odczyn obojętny. Ułożyć równanie reakcji.

* **14.102.** Na nasycony wodny roztwór CaSO_4 podziałano ditlenkiem węgla i amoniakiem. Jakie produkty powstają w wyniku reakcji? Ułożyć skrócone równania jonowe reakcji.

* **14.103.** Podczas przepuszczania ditlenku węgla przez wodę wapienną, najpierw następuje zmętnienie, a następnie jego zanik. Wyjaśnić te zjawiska równaniami reakcji.

14.104. Jak otrzymać kwas trioksokrzemowy z krzemionki? Ułożyć równania reakcji.

* **14.105.** Ułożyć wzory tlenkowe:

a) talku $\text{H}_2\text{Mg}_3\text{Si}_4\text{O}_{12}$, kaolinitu $\text{H}_4\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_9$, szkła $\text{Na}_2\text{CaSi}_6\text{O}_{14}$,

b) azbestu $\text{Mg}_3\text{H}_4\text{Si}_2\text{O}_9$, nefrytu $\text{Ca}_2\text{Mg}_5\text{H}_2\text{Si}_8\text{O}_{24}$, miki $\text{K}_2\text{H}_4\text{Al}_6\text{Si}_6\text{O}_{24}$.

* **14.106.** Tak zwane szkło zwykłe zawiera 13% tlenku sodu, 11,7% tlenku wapnia i 75,3% ditlenku krzemu. Ustalić wzór tlenkowy szkła.

* **14.107.** Krzem można otrzymać, przepuszczając pary tetrafluorku krzemu nad ogrzonym potasem. Ułożyć równanie reakcji i obliczyć objętość tetrafluorku krzemu (warunki normalne) potrzebną do otrzymania 2 moli krzemu.

* **14.108.** Obliczyć objętość 50-procentowego kwasu fluorowodorowego ($d = 1,5 \text{ g/dm}^3$), potrzebną do przeprowadzenia 6 g ditlenku krzemu w tetrafluorek krzemu.

* **14.109.** 5 g ditlenku krzemu wrzucono do stężonego roztworu, zawierającego 6 g kwasu fluorowodorowego. Ile dm^3 tetrafluorku krzemu (warunki normalne) wydzieliło się podczas doświadczenia?

* **14.110.** Obliczyć, ile dm^3 ditlenku węgla (warunki normalne) należy wprowadzić do 100 cm^3 0,5-molowego roztworu trioksokrzemianu sodu, aby całkowicie wytrącić kwas trioksokrzemowy.

* **14.111.** W reakcji pary wodnej z 10^3 kg rozżarzonego koksu, zawierającego 90% węgla, otrzymano 1600 m^3 wodoru (warunki normalne). Obliczyć procentową wydajność reakcji.

** **14.112.** Ile moli ditlenku węgla można otrzymać z m gramów mieszaniny tlenku węgla i tlenu zawierającej p^m procent masowych tlenu?

14.5. Borowce

14.113. Ile elektronów niesparowanych zawierają: a) borowce w podstawowym stanie energetycznym, b) borowce na powłoce walencyjnej w stanie wzbudzonym? Odpowiedź uzasadnić konfiguracjami orbitalnymi.

14.114. Zapisać skróconą konfigurację podpowłokową: a) glinu, b) jonu Al^{3+} , c) walencyjną jonu Tl^+ .

14.115. Ile wiązań kowalencyjnych z udziałem elektronów niesparowanych i ile wiązań koordynacyjnych może tworzyć bor w stanie wzbudzonym? Podać przykłady.

14.116. Glin tworzy cztery rodzaje anionów fluoroglinianowych AlF_n^{m-} – od $n = 4$ do $n = 7$, gdzie $m = n - 3$. Ustalić wzory tych anionów, liczbę wiązań koordynacyjnych (k) i narysować wzór elektronowy kreskowy anionu z indeksem $n = 6$.

14.117. Dopisać brakujące człony w szeregu: Na_2O , BeH_2 , ?, CH_4 , N_2O_5 , ?, OF_2

14.118. Podać nazwy anionów: a) AlH_4^- , b) $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$, c) $[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$, d) AlO_2^- , e) AlO_3^{3-} .

14.119. Określić budowę przestrzenną: a) BH_4 , b) BO_3^{3-} , c) BO_2^- , d) AlF_6^{3-} .

14.120. Przedstawić zmiany stopni utlenienia i dobrać współczynniki w reakcjach redoks:



14.121. Jak otrzymać wodorotlenek glinu z glinu? Ułożyć równania reakcji.

14.122. W temperaturze 1000 K $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ rozkłada się na dwa tlenki. Jeden z tych tlenków równocześnie rozkłada się na tlen i tlenek tego pierwiastka na stopniu utlenienia IV. Ułożyć równanie rozkładu $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

14.123. Metaliczny glin roztwarza się w wodnym roztworze wodorotlenku potasu, przy czym tworzy się glinian $\text{K}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$ i wydzielą się wodór. Ułożyć równanie reakcji. Obliczyć, ile glinu trzeba użyć do reakcji, aby wydzielili się 1 dm³ wodoru (warunki normalne).

14.124. Wodór można otrzymać w reakcji glinu z kwasem H_2SO_4 lub z mocną zasadą. Którą z tych reakcji należy zrealizować, aby otrzymać jak najwięcej wodoru, mając m gramów glinu?

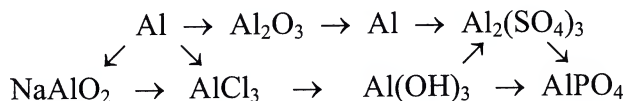
14.125. Jak odróżnić roztwór $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ od roztworu Na_2SO_4 ? Podać równania reakcji.

14.126. Na roztwór wodny $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ podziałano roztworem wodnym amoniaku, otrzymując osad, na który podziałano roztworem wodnym wodorotlenku sodu, stwierdzając „zniknięcie” osadu. Ułożyć równanie reakcji, która spowodowała „zniknięcie” osadu.

* **14.127.** Do 5 cm³ roztworu AlCl₃, o stężeniu 0,1 mol/dm³, dodano 5 cm³ wody amoniakalnej o stężeniu 0,3 mol/dm³. Otrzymaną zawiesinę odparowano, a następnie silnie wyprażono. Jaki związek otrzymano?

* **14.128.** Stop glinu z magnezem poddano działaniu kwasu solnego, a do otrzymanego roztworu dodano nadmiar roztworu KOH. Gdzie znajduje się glin – w roztworze czy w osadzie?

14.129. Ułożyć równania reakcji, za pomocą których można dokonać następujących przemian:



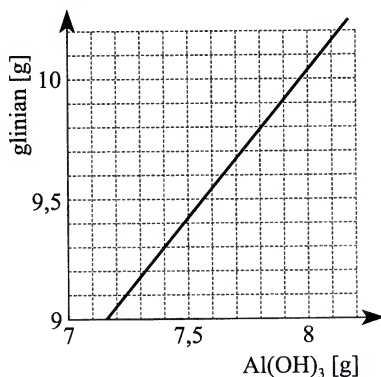
W przypadku reakcji przebiegających pomiędzy jonami podać również równanie w formie jonowej.

14.130. Płytki aluminiowe zanurzone w pięciu zlewkach napełnionych roztworami: 1) CuSO₄, 2) AgNO₃, 3) HCl, 4) NaOH, 5) NaCl. W których zlewkach przebiegały reakcje? Ułożyć ich równania chemiczne.

* **14.131.** Podczas prażenia tlenku metalu ciężkiego ze sproszkowanym glinem zachodzi gwałtowna reakcja egzotermiczna i wydziela się metal. Reakcję tę, zwaną aluminotermią, stosuje się często do spawania metali, na przykład styków szyn tramwajowych. Używana do spawania mieszanina (termit) zawiera glin i tlenek żelaza(II) diżelaza(III). Ułożyć równanie reakcji, która przebiega po zapaleniu termitu i obliczyć, jaki skład procentowy powinien mieć termit.

* **14.132.** Obliczyć, o ile maleje masa elektrody węglowej przy otrzymywaniu 1 kg glinu w procesie elektrolizy tlenku glinu, przy założeniu, że cały tworzący się tlen reaguje z węglem tworząc tlenek węgla (CO).

14.133. Na wodorotlenek glinu podziałano wodorotlenkiem potasu w roztworze. Wykres na rysunku ilustruje zależność masy otrzymanego glinianu potasu od masy użytego wodorotlenku glinu. Czy otrzymany glinian był trioksglinianem, czy dioksglinianem?



- * **14.134.** W wodzie rozpuszczono $KAl(SO_4)_2$, a następnie odparowano wodę. Jakie sole zawierała pozostałość?
- ** **14.135.** 10 g mieszaniny $AlCl_3$ i $Al_2(SO_4)_3$ rozpuszczono w wodzie i dodawano rozcieńczonego roztworu wodorotlenku sodu, aż do całkowitego wytrącenia osadu. Masa osadu po odsączeniu, przemyciu i wysuszeniu wynosiła 5,08 g. Obliczyć skład procentowy wyjściowej mieszaniny soli.

Rozdział 15.

Pierwiastki bloku d

15.1. Żelazowce (Fe, Ru, Os)

15.1. Zapisać podpowłokową konfigurację walencyjną: a) żelaza, b) rutenu, c) osmu.

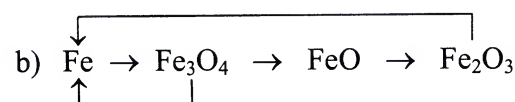
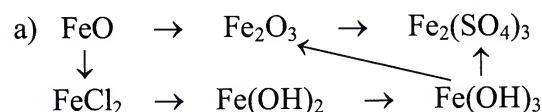
15.2. Zapisać podpowłokową konfigurację walencyjną jonów Fe^{2+} i Fe^{3+} oraz ich izoelektronowych atomów (Cr i V – odpowiednio).

15.3. Przedstawić graficznie orbitalną konfigurację walencyjną jonów i atomów wymienionych w poprzednim zadaniu. Jaki czynnik powoduje różnicę między konfiguracją jonu i atomu o tej samej liczbie elektronów?

15.4. Dopisać drugi człon w szeregu: CrO_4^{2-} , ?, FeO_4^{2-}

15.5. W wyniku reakcji żelaza z kwasem solnym otrzymano związek, na który po działaniu roztworem wodnym wodorotlenku sodu, stwierdzając wydzielanie się osadu. Jaka substancja wytrąciła się w formie osadu?

15.6. Ułożyć równania reakcji, za pomocą których można dokonać następujących przemian:



Dla reakcji przebiegających pomiędzy jonami podać również równania w formie jonowej.

15.7. Jak odróżnić wodny roztwór:

- FeCl_2 od roztworu FeCl_3 ,
- FeCl_2 od roztworu $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$,
- $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ od roztworu $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$,
- $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ od roztworu FeCl_3 ?

* **15.8.** Zaproponować reakcję, w której nastąpi utlenienie jonu żelaza(II) do jonu żelaza(III). Ułożyć równanie w formie cząsteczkowej i jonowej.

15.9. Jak z wodorotlenku $\text{Fe}(\text{OH})_2$ otrzymać sole: 1) FeSO_4 , 2) FeCl_2 ? Ułożyć równania reakcji.

15.10. Jak otrzymać tlenek Fe_2O_3 z chlorku FeCl_3 ?

15.11. Związki żelaza trójwartościowego wykazują właściwości amfoteryczne, tworząc sole żelaza(III) i sześciohydroksożelaziany(III). Ułożyć równania reakcji wodorotlenku $\text{Fe}(\text{OH})_3$ z dowolnym mocnym kwasem i z wodorotlenkiem sodu.

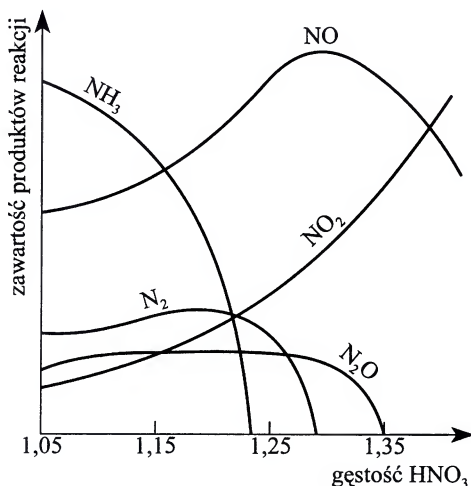
15.12. Wskazać reduktor i utleniacz (elektronator i deelektronator), a następnie dobrać współczynniki w podanych równaniach reakcji:

- $\text{FeCl}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3$
- $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2 \rightarrow \text{Fe} + \text{H}_2\text{O}$
- * $\text{FeS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$
- $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$
- $\text{Fe} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{S} + \text{HCl}$
- $\text{FeSO}_4 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{FeSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KCl} + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
- * $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{FeO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$

15.13. Wskazać reduktor i utleniacz (elektronator i deelektronator), a następnie dobrać współczynniki w podanych równaniach reakcji:

- $\text{Sn}^{2+} + \text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{Sn}^{4+} + \text{Fe}^{2+}$
- $\text{Fe}^{3+} + \text{I}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{I}_2$
- $\text{FeS}_2 + \text{NO}_3^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{SO}_4^{2-} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Sb}^{3+} + \text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Sb}$
- $\text{NO}_3^- + \text{Fe}^{2+} + \text{H}^+ \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Fe}^{2+} + \text{ClO}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{NO}_2^- + \text{Fe}^{2+} + \text{H}^+ \rightarrow \text{NO} + \text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$

** **15.14.** Przebieg reakcji żelaza z kwasem HNO_3 zależy od temperatury i stężenia kwasu. Na rysunku podano zawartość produktów redukcji tego kwasu w zależności od jego gęstości. Ułożyć równania wszystkich reakcji, przyjmując, że żelazo utlenia się do Fe^{2+} , jeżeli kwas redukuje się do NH_3 lub N_2 . W pozostałych przypadkach żelazo utlenia się do Fe^{3+} . Korzystając z tablicy gęstości, podać stężenie kwasu HNO_3 , przy którym dana reakcja przebiega z największą wydajnością.



- 15.15.** Czy żeliwo można całkowicie rozpuścić w kwasie solnym? Odpowiedź uzasadnić.
- 15.16.** Która z następujących rud zawiera największy procent żelaza: magnetyt, hematyt, syderyt?
- * **15.17.** W jakich granicach zmienia się wartość n dla limonitu $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, jeżeli zawartość żelaza w tej rudzie waha się od 20% do 50%?
- 15.18.** Ile gramów ditlenku krzemu otrzymamy, jeżeli do redukcji 64 g tlenku FeO użyjemy 11,7 g krzemu?
- 15.19.** Do roztworu, zawierającego 2 mole FeCl_3 , dodano roztwór zawierający 8 moli NaOH. Wytrącony osad odsączono. Do przesącza dodano roztwór zawierający 0,5 mola H_2SO_4 . Jaki odczyn miał otrzymany roztwór?
- * **15.20.** W temperaturze 950 K żelazo reaguje z parą wodną. Z 6 g żelaza otrzymano tlenek i $3,54 \text{ dm}^3$ wodoru, odmierzono w temperaturze 290 K pod ciśnieniem 973 hPa. Ustalić wzór empiryczny otrzymanego tlenku.
- 15.21.** Jaką objętość, w warunkach normalnych, zająłby tlenek węgla CO potrzebny do zredukowania 10^3 kg tlenku FeO?
- 15.22.** 10 g stali spalono w strumieniu tlenu i otrzymano 0,2 g ditlenku węgla. Ile procent węgla zawierała stal?

15.2. Manganowce (Mn, Tc, Re)

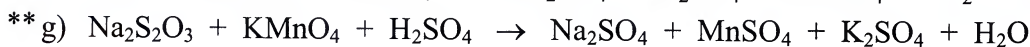
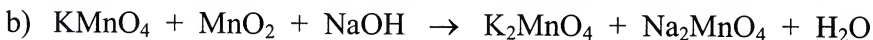
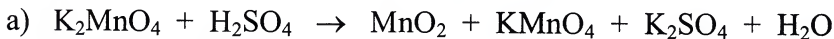
- 15.23.** Który z manganowców ma zapełnione połowicznie stany orbitalne podpowłoki d ?
- 15.24.** Jaka konfiguracja orbitalna jest najkorzystniejsza dla kationu manganu i jaki ładunek ma ten jon?
- 15.25.** Zapisać podpowłokową konfigurację walencyjną jonu Mn^{3+} oraz jego izoelektronowego atomu.
- 15.26.** Dopisać trzeci człon w szeregu: V^{5+} , Cr^{3+} , ?
- 15.27.** Jak odróżnić: a) mangan od ditlenku manganu, b) roztwór $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$ od roztworu $\text{Mn}(\text{NO}_3)_3$?
- * **15.28.** W trzech probówkach znajdowały się roztwory KMnO_4 . Do pierwszej dodano rozcieńczonego roztworu H_2SO_4 , do drugiej roztworu NaOH, a do trzeciej wody. Następnie do każdej probówki dodano stałego azotanu KNO_2 . W pierwszej probówce fioletowy roztwór się odbarwił, w drugiej przybrał barwę zieloną, a w trzeciej wytrącił się brunatny osad. Ułożyć równania reakcji zachodzących w każdej probówce. Wskazać reduktor i utleniacz (elektronator i deelektronator).

15.29. W roztworze wodnym przeprowadzono następującą reakcję:

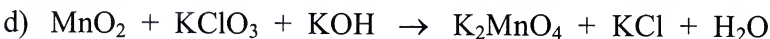
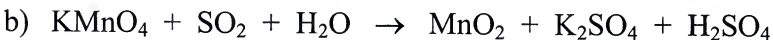


Jakie jony brały w niej udział?

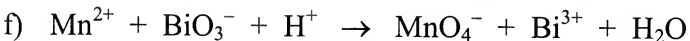
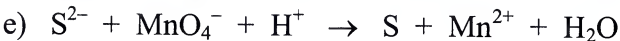
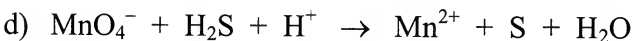
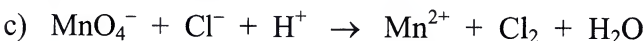
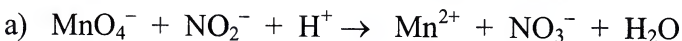
15.30. Wskazać reduktor i utleniacz (elektronator i deelektronator), a następnie dobrać współczynniki w podanych równaniach reakcji:



15.31. Wskazać reduktor i utleniacz (elektronator i deelektronator), a następnie dobrać współczynniki w podanych równaniach reakcji:



15.32. Wskazać reduktor i utleniacz (elektronator i deelektronator), a następnie dobrać współczynniki w podanych równaniach reakcji:



15.33. Próbkę roztworu nadtlenku wodoru poddano rozkładowi katalitycznemu. Drugą identyczną próbkę poddano reakcji z nadmiarem zakwaszonego roztworu KMnO_4 . Ile razy więcej tlenu otrzymano z drugiej próbki i dlaczego?

15.34. 5 g tlenku MnO ogrzewano w strumieniu wodoru. Po przerwaniu ogrzewania pozostały tlenek i wytworzony mangan ważyły 4,1 g. Ile gramów tlenku MnO uległo redukcji?

15.35. Jaka objętość chloru odmierzonego: a) w warunkach normalnych, b) w temperaturze 290 K pod ciśnieniem 1018 hPa, można otrzymać w reakcji 1 g ditlenku manganu z kwasem solnym?

15.36. Obliczyć stopień dysocjacji kwasu HMnO_4 w 0,1-molowym roztworze, jeżeli stężenie jonów wodorowych w tym roztworze wynosi $0,09 \text{ mol/dm}^3$.

* **15.37.** Czy 30 cm^3 10-molowego HCl wystarczy do rozтворzenia 5 g ditlenku manganu?

15.3. Chromowce (Cr, Mo, W)

15.38. Przedstawić walencyjną konfigurację orbitalną: a) chromu, b) molibdenu, c) wolframu.

15.39. Który z jonów chromu ma połowicznie zapełnioną podpowłokę d ?

* **15.40.** Który atom ma taką samą konfigurację podpowłokową, jak jon Cr^{3+} ?

15.41. Dopisać czwarty człon w szeregu: Sc_2O_3 , TiO_2 , V_2O_5 , ?

15.42. W trzech probówkach znajdują się roztwory: CrCl_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ i K_2CrO_4 . Jak je rozróżnić?

15.43. Ułożyć równania reakcji ilustrujące następujące przemiany:

1) dioksochromian(III) potasu $\xrightarrow{\text{kwas}}$ sól chromu(III),

2) chlorek chromu(III) $\xrightarrow{\text{zasada}}$ dioksochromian(III).

Podać pełne nazwy produktów.

* **15.44.** W jaki sposób otrzymać:

a) chromian PbCrO_4 z azotanu $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$,

b) Cr_2O_3 z CrCl_3 ?

* **15.45.** Po wprowadzeniu chlorku amonu do roztworu dioksochromianu(III) sodu wytrąca się osad wodorotlenku $\text{Cr}(\text{OH})_3$. Wyjaśnić przyczyny wytrącania się osadu, ilustrując odpowiedź równaniami reakcji.

15.46. Siarczan $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ reaguje w środowisku alkalicznym (KOH) z nadtlakiem wodoru, przy czym produktami reakcji są: chromian K_2CrO_4 i woda. Dichromian $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ reaguje w środowisku kwaśnym z nadtlakiem wodoru, przy czym produktami są: sól chromu Cr^{3+} , gazowy tlen i woda. Ułożyć jonowe i cząsteczkowe równania tych reakcji. Wskazać w każdej z nich reduktor i utleniacz (elektronator i deelektronator). Jaki jest stopień utlenienia chromu w chromianie i dichromianie potasu?

15.47. Wskazać reduktor i utleniacz (elektronator i deelektronator), a następnie dobrać współczynniki w podanych równaniach reakcji:

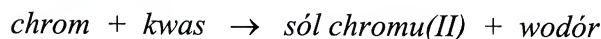
a) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

- b) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{SnCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{SnCl}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
 c) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
 d) $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{CO}_2$
 e) $\text{Cr}^{3+} + \text{Cl}_2 + \text{OH}^- \rightarrow \text{CrO}_4^{2-} + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$

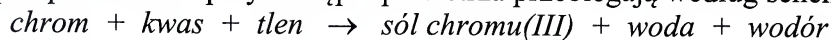
15.48. Wskazać reduktor i utleniacz (elektronator i deelektronator), a następnie dobrać współczynniki w podanych równaniach reakcji:

- a) $\text{CrO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 *b) $\text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
 c) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 d) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HBr} \rightarrow \text{KBr} + \text{CrBr}_3 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 e) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 f) $\text{BiO}_3^- + \text{Cr}^{3+} + \text{H}^+ \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{Bi}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$

15.49. Reakcja chromu z rozcieńczonym kwasem solnym lub siarkowym bez dostępu tlenu przebiega według schematu:



Związki chromu(II) niezwykle łatwo się utleniają i dlatego reakcje chromu z tymi kwasami przeprowadzane przy dostępie powietrza przebiegają według schematu:



Ułożyć równania reakcji chromu z HCl i H₂SO₄ według podanych schematów. Wskazać reduktory i utleniacze (elektronatory i deelektronatory).

15.50. W reakcji 3 g chromu z kwasem otrzymano 1,29 dm³ wodoru (warunki normalne). Obliczyć wartościowość chromu w utworzonej soli.

- ***15.51.** Dichromian (NH₄)₂Cr₂O₇ ulega podczas ogrzewania rozkładowi na tlenek Cr₂O₃, azot i parę wodną. 10 g tego dichromianu ogrzewano w otwartej probówce. Po pewnym czasie stwierdzono, że masa substancji w probówce wynosi 7,22 g. Ile gramów dichromianu (NH₄)₂Cr₂O₇ uległo rozkładowi?

15.4. Miedziowce (Cu, Ag, Au)

15.52. Podać ładunek i nazwę najtrwalszego kationu: 1) miedzi, 2) srebra, 3) złota.

15.53. Czym różnią się konfiguracje elektronowe atomów miedziowców?

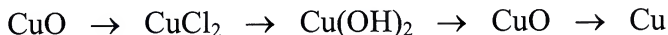
15.54. Czym nie różnią się konfiguracje elektronowe atomów miedziowców?

15.55. Obliczyć wartości indeksów stechiometrycznych x w kompleksach:

- 1) $[\text{Cu}^{\text{II}}(\text{CN})_x]^{2-}$, 2) $[\text{Ag}^{\text{I}}(\text{CN})_x]^-$, 3) $[\text{Au}^{\text{III}}(\text{OH})_x]^-$

15.56. Ułożyć równania reakcji pozwalających na zrealizowanie następującego ciągu przemian: $\text{Ag}_2\text{O} \rightarrow \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgOH} \rightarrow \text{Ag}_2\text{O}$

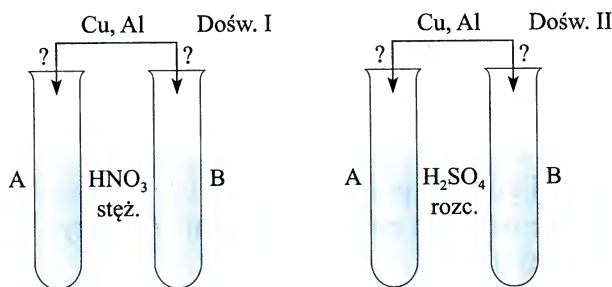
15.57. Ułożyć równania reakcji, za pomocą których można dokonać następujących przemian:



15.58. Jak odróżnić roztwór AgNO_3 od roztworu $\text{Cu(NO}_3)_2$?

15.59. Miedź i srebro nie reagują z kwasem solnym, lecz reagują z kwasami: HNO_3 i H_2SO_4 . Czy fakt ten stanowi wyjątek od reguły reaktywności wynikającej z szeregu napięciowego? Odpowiedź uzasadnić.

15.60. Uczeń opisał za pomocą rysunku dwa doświadczenia z miedzią i glinem, zapominając zaznaczyć, który metal wrzucił do której probówki. Zanotował jedynie, że w doświadczeniu I reakcja zaszła tylko w probówce A, a w doświadczeniu II reakcja zaszła tylko w probówce B. Jaki metal i do której probówki był wrzucony: 1) w doświadczeniu I, 2) w doświadczeniu II?



15.61. Jak z mieszaniny miedzi i glinu otrzymać czystą miedź?

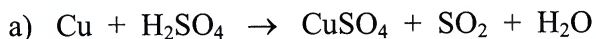
* **15.62.** Jak rozdzielić mieszaninę miedzi i żelaza?

* **15.63.** Na mieszaninę tlenku CuO i miedzi działano kwasem solnym, po czym całość przesączono. Jakie substancje pozostały na sączku, a jakie zawierał przesącz?

15.64. Do roztworu, zawierającego 4 mole chlorku CuCl_2 , dodano roztwór zawierający 2 mole wodorotlenku sodu. Osad odsączono, a do przesączu dodano 1 mol kwasu solnego. Jaki był odczyn roztworu?

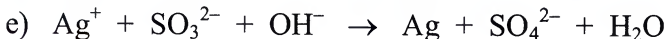
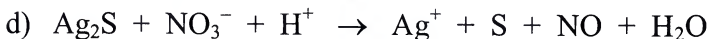
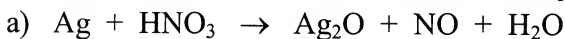
15.65. Miedź dwuwartościowa wykazuje właściwości amfoteryczne tworząc sole miedzi(II) i dioksomiedzi(II). Ułożyć równanie reakcji wodorotlenku miedzi(II) z kwasem H_2SO_4 i wodorotlenkiem potasu. Podać nazwy produktów.

15.66. Wskazać reduktor i utleniacz (elektronator i deelektronator), a następnie dobrać współczynniki w podanych równaniach reakcji:

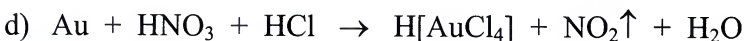
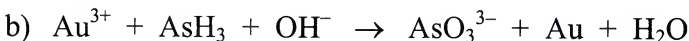
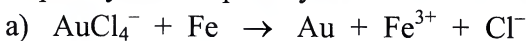




15.67. Wskazać reduktor i utleniacz (elektronator i deelektronator), a następnie dobrać współczynniki w podanych równaniach reakcji:



* **15.68.** Wskazać reduktor i utleniacz (elektronator i deelektronator), a następnie dobrać współczynniki w podanych równaniach reakcji:



* **15.69.** 5,9 g stopu miedzi z glinem poddano działaniu kwasu solnego. Wydzielający się gaz zajął w warunkach normalnych objętość 3,36 dm³. Obliczyć, ile moli miedzi przypada na 1 mol glinu w tym stopie.

* **15.70.** 5 g miedzi wrzucono do 50 cm³ 18-molowego kwasu H₂SO₄. Jaką objętość zajmie w warunkach normalnych wydzielający się gaz?

15.71. Dwa roztwory wodne, z których jeden zawierał azotan AgNO₃, a drugi chlorek FeCl₂, zakwaszono rozcieńczonym kwasem HNO₃ i nasycano przez kilka godzin wodorem. W roztworze chlorku FeCl₂ nie nastąpiły żadne zmiany, a w roztworze azotanu AgNO₃ pojawił się osad. Wyjaśnić i uzasadnić, na podstawie szeregu napięciowego, zaobserwowaną zmianę. Ułożyć równanie reakcji.

** **15.72.** Do 1 dm³ 0,35-molowego roztworu AgNO₃ włożono elektrody i połączono je ze źródłem prądu. Elektrolizę prowadzono tak długo, aż przez roztwór przepłynął ładunek 24 100 C. Po zakończeniu elektrolizy dodano tyle wody, aby roztwór miał początkową objętość. Obliczyć stężenie molowe jonów srebra w otrzymanym roztworze. Jaki odczyn miał otrzymany roztwór?

* **15.73.** W celu określenia zawartości srebra w monecie srebrnej, jej kawałek o masie 3 g roztopiono w kwasie HNO₃, a do otrzymanego roztworu dodawano kwas solny, aż do całkowitego wytrącenia osadu. Masa osadu po wysuszeniu wynosiła 1,99 g. Ile procent srebra zawierała moneta?

** **15.74.** 2 g stopu miedzi i srebra roztopiono w stężonym kwasie H₂SO₄. Wydzielający się gaz zajął objętość 0,331 dm³ w przeliczeniu na warunki normalne. Obliczyć skład procentowy stopu.

Rozdział 16.

Węglowodory

Sposoby rysowania wzorów związków organicznych – patrz aneks 18.

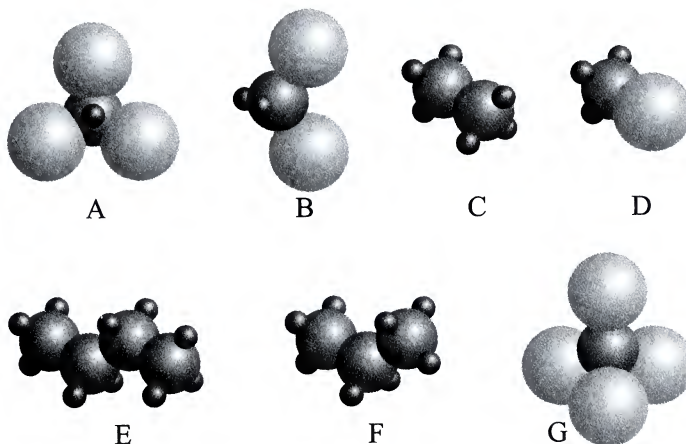
16.1. Węglowodory nasycone

16.1. W dwóch zbiornikach znajdują się metan i ditlenek węgla. Jak je rozróżnić?

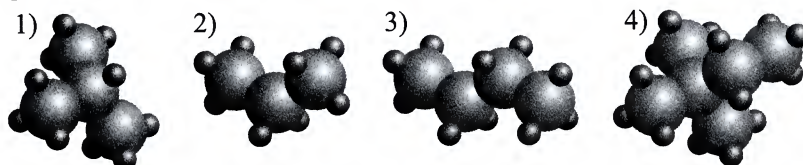
16.2. Produktem spalania węglowodoru, w zależności od warunków reakcji, może być ditlenek węgla lub tlenek węgla, lub sadza. Ułożyć trzy możliwe równania procesu spalania: 1) etanu, 2) propanu.

* **16.3.** Ułożyć ogólne równanie reakcji spalania węglowodoru C_nH_{2n+2} , zakładając, że produktem spalania jest: a) ditlenek węgla, b) tlenek węgla, c) sadza.

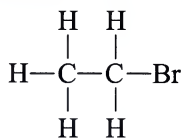
16.4. Poniżej przedstawiono modele przestrzenne cząsteczek następujących związków: chlorku metylu, dichlorometanu, chloroformu, tetrachlorometanu, etanu, propanu i *n*-butanu. Odszukać modele cząsteczek tych związków.



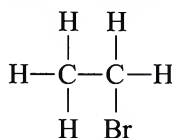
16.5. Poniżej przedstawiono modele cząsteczek węglowodorów nasyconych. Narysować wzory grupowe tych związków.



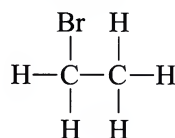
16.6. Które z podanych wzorów przedstawiają ten sam związek?



A

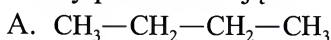


B

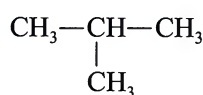


C

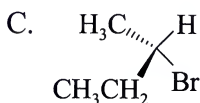
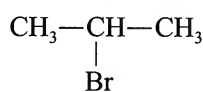
16.7. Ustalić, jakimi izomerami są względem siebie związki w następujących parach, lub czy wzory przedstawiają ten sam związek:



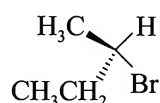
i



i

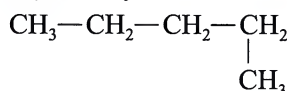


i

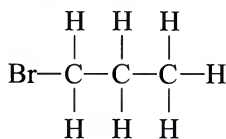


Wskazówka: patrz aneks 19.

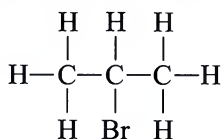
16.8. Czy podane wzory przedstawiają różne związki, czy ten sam związek?



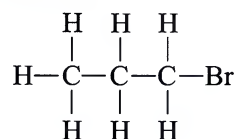
16.9. Które z podanych wzorów przedstawiają ten sam związek?



A

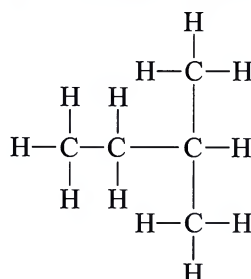
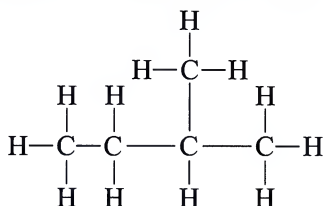


B

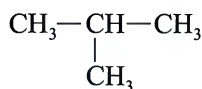
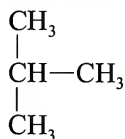


C

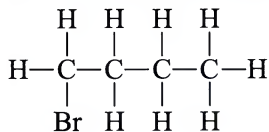
16.10. Czy podane wzory przedstawiają różne związki, czy ten sam związek?



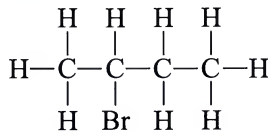
16.11. Czy podane wzory przedstawiają różne związki, czy ten sam związek?



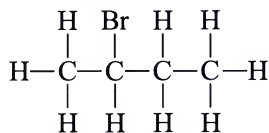
16.12. Które z podanych wzorów przedstawiają ten sam związek?



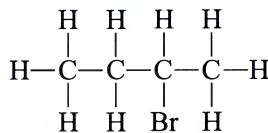
A



B

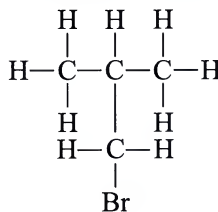
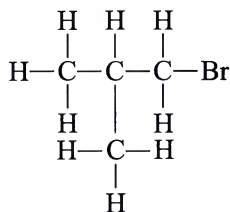


C

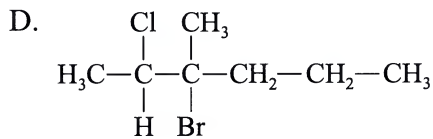
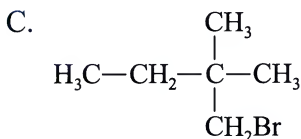
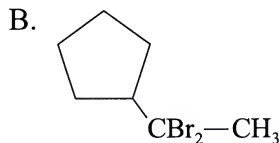
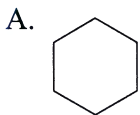


D

16.13. Czy podane wzory przedstawiają różne związki, czy ten sam związek?



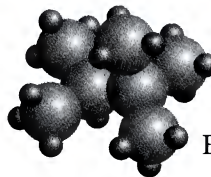
16.14. W którym z niżej podanych związków brak centrum chiralności?



16.15. Narysować wzory grupowe węglowodorów nasyconych, których modele cząsteczek przedstawione są na rysunku.

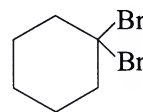
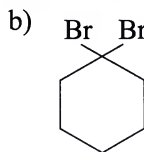
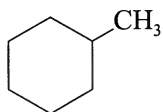
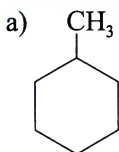


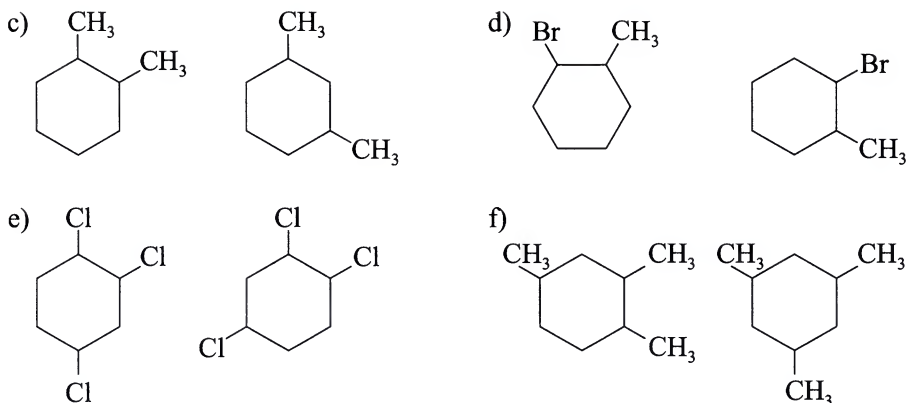
A



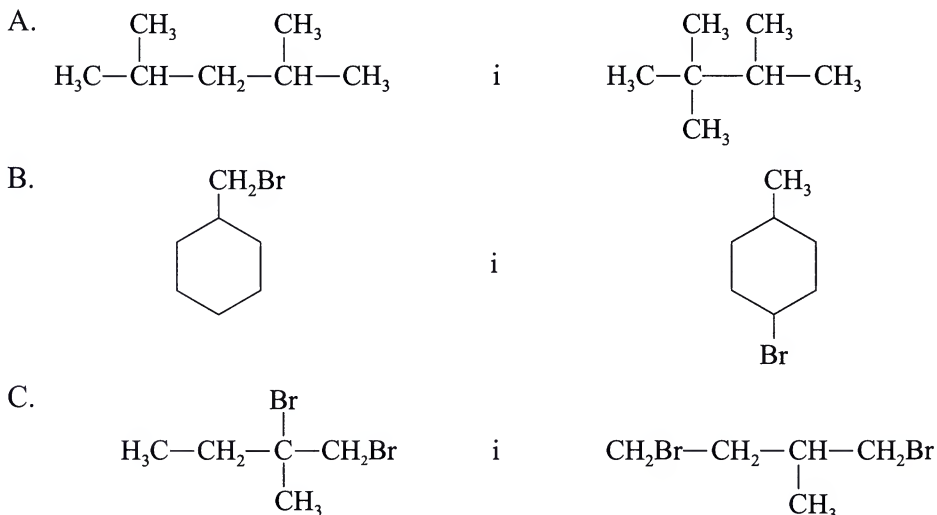
B

16.16. Czy podane parami wzory przedstawiają różne związki, czy ten sam związek?





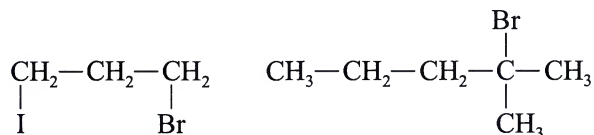
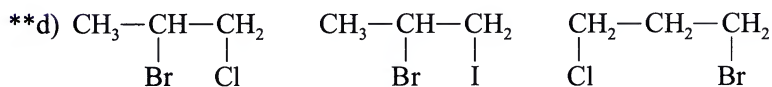
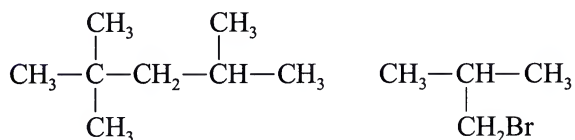
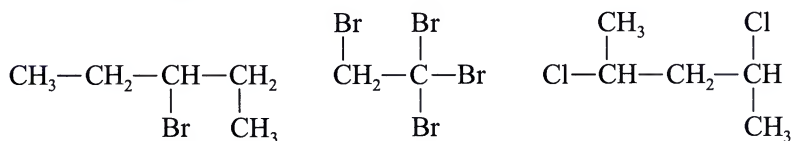
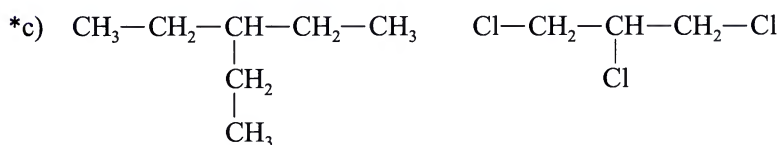
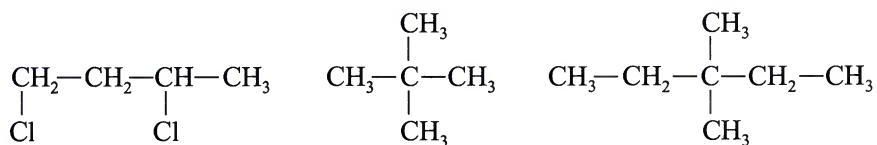
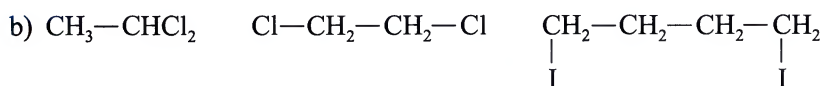
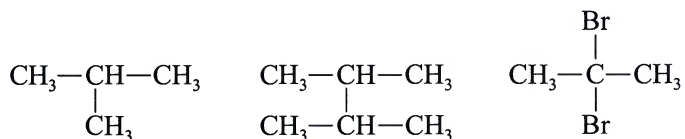
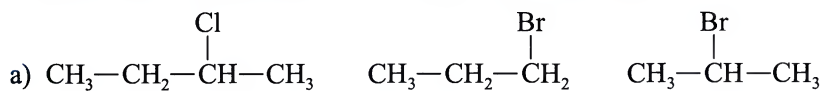
16.17. Ustalić: a) jakimi izomerami są względem siebie związki w poniższych parach, b) które związki mogą występować w postaci enancjomerów (patrz aneks 19.).

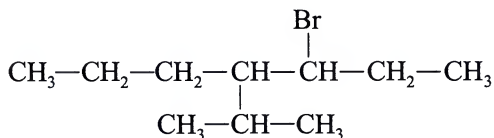
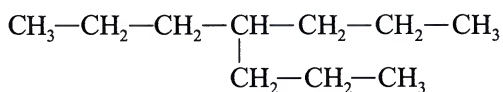
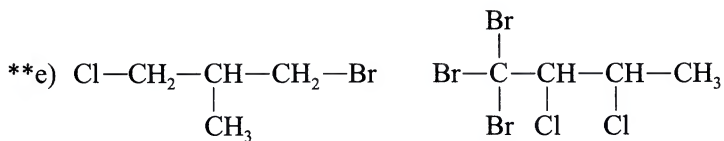


16.18. Podać wzory grupowe następujących związków:

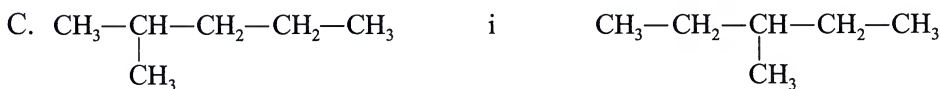
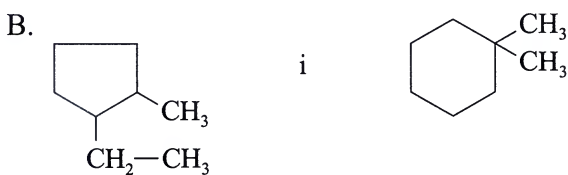
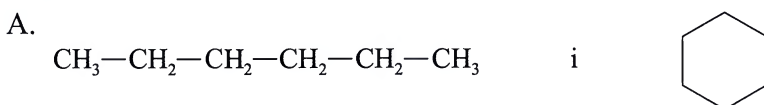
- 3-chloropentan, 1-bromopropan, 2-bromobutan, 2-metylopropan, 1-chloro-2-metylobutan, 2-jodo-2-metylopropan,
- 1,1-dibromopropan, 2,2-dibromopropan, 2,2-dimetylopropan, 1,2-dichlorobutan, 2,2-dimetylopentan, 1,3-dijodobutan,
- 3-etyloheptan, 1,2,3-tribromobutan, 1,1,1,3-tetrachloropropan, 2,2,3,3-tetrametylobutan,
- 4-propylooktan, 4-izopropylooktan, 2,3,5-tribromo-3-etylo-2,4,4-trimetyloheptan,
- * metylocyklobutan, bromocyklopentan, 1,2-dichlorocykloheksan, 1,1-dibromocykloheksan, 1,3-dietylocykloheksan, 1-bromo-4-metylocykloheksan.

16.19. Podać nazwy systematyczne następujących związków:

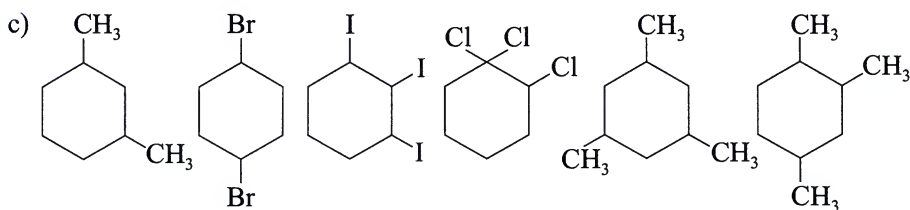
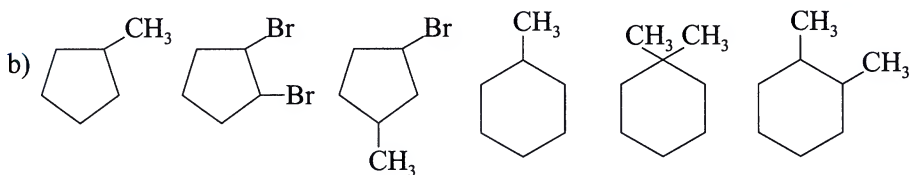
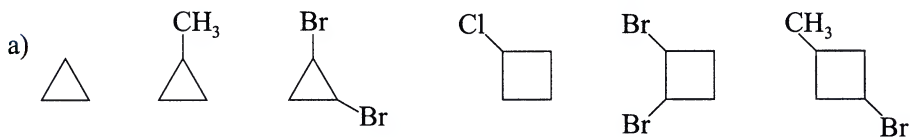




16.20. Ustalić, jakimi izomerami są względem siebie związki w następujących parach (patrz aneks 19.):



16.21. Podać nazwy systematyczne następujących związków:



16.22. Narysować wzory grupowe wszystkich związków izomerycznych o wzorach sumarycznych: a) C_5H_{12} , b) C_6H_{14} , c) C_7H_{16} , d) C_3H_7Br , e) C_4H_9Cl , f) $C_3H_6Br_2$, g) $C_4H_8Cl_2$.

16.23. Jakie związki powstają podczas działania chloru na propan, jeżeli mol chloru reaguje z molem propanu?

16.24. Który z izomerów C_5H_{12} tworzy tylko jedną monochlorowcopochodną? [Monochlorowcopochodna to związek zawierający tylko jeden atom chlorowca (Cl, Br, I) w cząsteczce.]

16.25. Ile jednowartościowych grup można utworzyć z następujących węglowodorów (podać wzory grupowe): a) etanu, b) propanu, c) butanu, d) izobutanu, e) 2,2-dimetylopropanu, f) 2-metylobutanu, g) metylocykloheksanu?

16.26. Ile trzeciorzędowych atomów wodoru zawiera: a) izobutan, b) 2-metylobutan, c) neopentan?

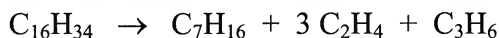
16.27. Czy dwa związki o identycznej masie cząsteczkowej muszą być izomerami? Uzasadnić odpowiedź podając przykłady.

16.28. Czy dwa związki mające identyczny skład procentowy: 1) są izomerami, 2) mogą być izomerami? Uzasadnić odpowiedź podając przykłady.

* **16.29.** Dlaczego molowe ciepło spalania alkanów rośnie ze wzrostem liczby atomów węgla?

16.30. Zapisać równania reakcji otrzymywania metodą Wurtza następujących węglowodorów: a) heksanu, b) pentanu, c) izobutanu. Podać nazwy ewentualnych produktów ubocznych.

16.31. Proces krakowania heksadekanu może przebiegać według równania:



Ile wiązań węgiel–węgiel ulega rozerwaniu w jednej cząsteczce heksadekanu?

16.32. Metan można otrzymać, przepuszczając disiarczek węgla (CS_2) i siarkowodor nad rozżarzoną miedzią. Ułożyć równanie tej reakcji, wiedząc, że miedź tworzy w tych warunkach związek, w którym jest jednowartościowa.

16.33. Metan można otrzymać w reakcji węgliku glinu z kwasem solnym lub z wodą. Którą z tych reakcji należy zrealizować, chcąc otrzymać możliwie najwięcej metanu, mając do dyspozycji m gramów węgliku glinu?

16.34. Obliczyć rzeczywisty wzór węglowodoru, który w warunkach normalnych jest gazem o gęstości $2,59 \text{ g/dm}^3$ i zawiera 82,8% węgla.

16.35. Obliczyć rzeczywisty wzór węglowodoru o masie cząsteczkowej 30 u, jeżeli w reakcji spalania 1,5 g tego związku otrzymano 4,4 g ditlenku węgla oraz parę wodną.

16.36. Ustalić wzór sumaryczny monobromopochodnej alkanu, wiedząc, że jej masa cząsteczkowa wynosi 151 u.

16.37. Ustalić wzór grupowy i nazwę związku, mając następujące dane:

- 1) jego cząsteczka zawiera dwie grupy metylowe i pięć grup CH_2 ,
- 2) alkan ten ma budowę cykliczną,
- 3) w jego reakcji z bromem powstaje 7 różnych monobromopochodnych.

16.38. Na spalenie 2 objętości pewnego węglowodoru zużyto 7 objętości tlenu i otrzymano 4 objętości ditlenku węgla oraz parę wodną. Wszystkie pomiary wykonano w tych samych warunkach ciśnienia i temperatury. Ustalić wzór sumaryczny węglowodoru.

* **16.39.** 10 cm^3 pewnego węglowodoru spalono, zużywając 35 cm^3 tlenu. Po skropleniu powstającej pary wodnej pozostało 30 cm^3 gazu, którego objętość po przepuszczeniu przez wodny roztwór NaOH nie uległa zmianie. Objętości mierzono w temperaturze 295 K pod normalnym ciśnieniem. Ustalić wzór sumaryczny węglowodoru.

* **16.40.** Obliczyć objętość powietrza niezbędną do spalenia 1 m^3 gazu ziemnego (warunki normalne) zawierającego 90% metanu, 5% etanu, 3% ditlenku węgla i 2% azotu. Podany skład jest procentowym składem objętościowym.

* **16.41.** Czy 10 m^3 powietrza (warunki normalne) wystarczy do całkowitego spalenia $0,77 \text{ m}^3$ mieszaniny metanu i etanu, bez względu na skład procentowy mieszaniny?

* **16.42.** Reaktywność poszczególnych atomów wodoru w alkanach maleje wraz z ich malejącą rzędowością w stosunku:

$$\text{III rzęd.} : \text{II rzęd.} : \text{I rzęd.} = 4,43 : 3,25 : 1,00$$

Obliczyć procentowy skład masowy mieszaniny monochlorowcopochodnych, otrzymanych w reakcji: a) propanu z bromem, b) izobutanu z chlorem.

Wskazówka: Ilość powstającej chlorowcopochodnej zależy też od liczby atomów wodoru o danej rzędowości. Na przykład $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$ zawiera 6 wodorów pierwszorzędowych i 4 drugorzędowe. Stosunek molowy produktów chlorowania wyniesie:

$$\frac{\text{1-chlorobutan}}{\text{2-chlorobutan}} = \frac{6 \cdot 1}{4 \cdot 3,25}$$

** **16.43.** Obliczyć, w jakim stosunku molowym zmieszano etan i propan, jeżeli do całkowitego spalenia 7 dm^3 tej mieszaniny zużyto 32 dm^3 tlenu, otrzymując ditlenek węgla i parę wodną. Podane objętości odnoszą się do identycznych warunków ciśnienia i temperatury.

** **16.44.** Do spalenia 1 mola metanu zużyto 1,25 mola tlenu. Otrzymano mieszaninę CO , CO_2 , H_2 i H_2O (para). Obliczyć, ile moli każdego z tych gazów zawierała mieszanina.

** **16.45.** Obliczyć średnią masę cząsteczkową benzyny zawierającej 30% mas. C_7H_{16} , 30% mas. C_8H_{18} i 40% mas. $\text{C}_{10}\text{H}_{22}$.

16.2. Węglowodory nienasycone

16.46. Jak stwierdzić, czy badana substancja jest węglikiem glinu, czy karbidem?

16.47. Czy można gasić wodą płomień w pomieszczeniu, w którym znajduje się karbid? Uzasadnić odpowiedź.

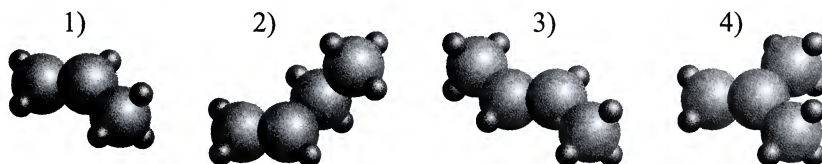
16.48. W dwóch zbiornikach znajdują się: etan i etylen. Jak je rozróżnić?

16.49. Ułożyć równania reakcji spalania: a) propenu, b) propynu, prowadzące do wytworzenia CO_2 lub CO , lub C .

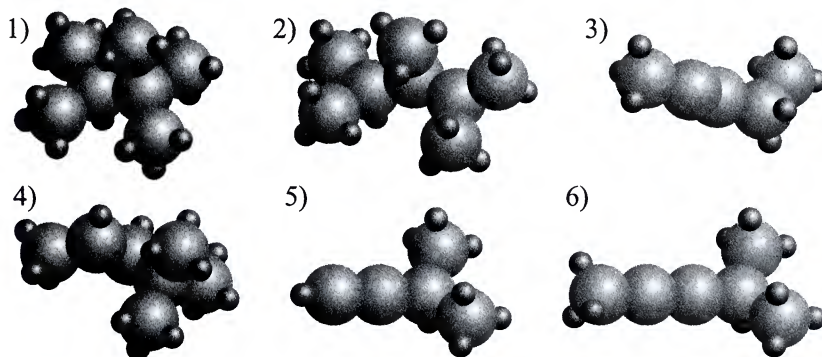
* **16.50.** Ułożyć ogólne równanie reakcji spalania węglowodoru C_nH_{2n} , zakładając, że produktem spalania jest: a) ditlenek węgla, b) tlenek węgla, c) sadza.

* **16.51.** Korzystając z wyniku poprzedniego zadania, narysować wykres ilustrujący zależność pomiędzy liczbą atomów wodoru w cząsteczce węglowodoru (oś X) a liczbą moli tlenu potrzebną do spalania 1 mola węglowodoru (oś Y), przy założeniu, że produktem spalania jest: a) ditlenek węgla, b) tlenek węgla, c) sadza.

16.52. Poniżej przedstawiono modele cząsteczek alkenów. Narysować wzory grupowe tych związków i podać ich nazwy.



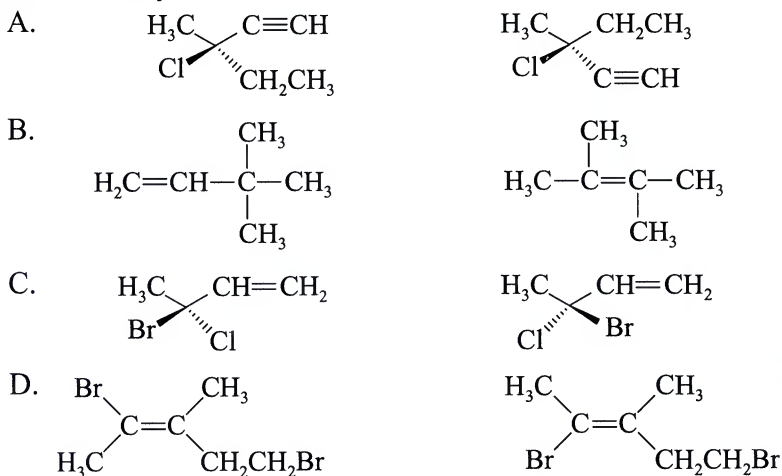
16.53. Poniżej przedstawiono modele cząsteczek różnych węglowodorów. Narysować wzory grupowe tych związków i podać ich nazwy.



** **16.54.** Ustalić, jakie węglowodory spełniają następujące warunki: objętość mieszaniny węglowodoru gazowego i tlenu, koniecznego do całkowitego spalania węglowodoru, jest dwa razy większa od objętości ditlenku węgla powstającego w reakcji spalania węglowodoru.

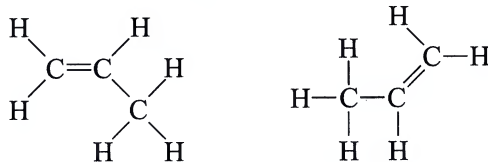
16.55. Które z niżej podanych par związków przedstawiają:

- 1) enancjomery,
- 2) ten sam enancjomer, ale inaczej narysowany,
- 3) izomery konstytucyjne,
- 4) diastereoizomery?

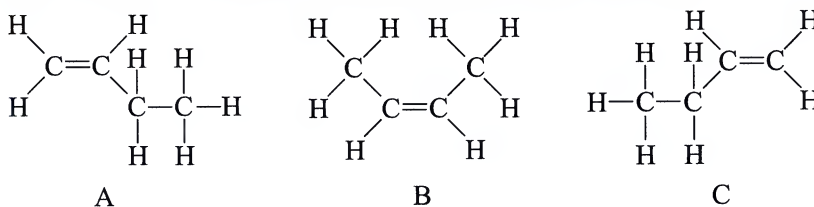


Wskazówka: patrz aneks 19.

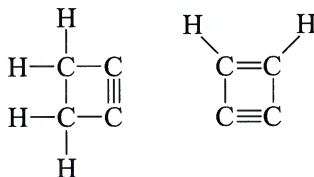
16.56. Czy podane wzory przedstawiają różne związki, czy ten sam związek?



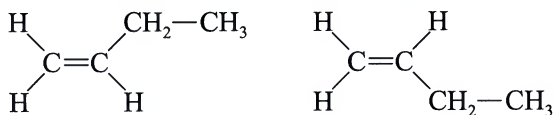
16.57. Które z podanych wzorów przedstawiają ten sam związek?



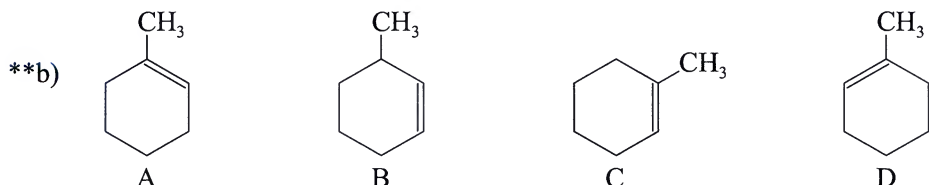
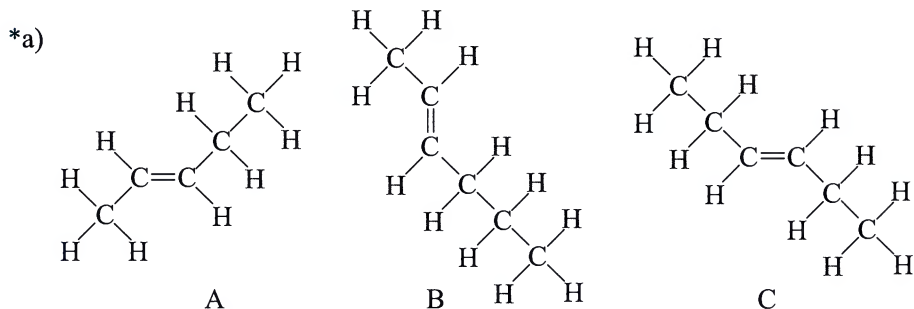
****16.58.** Dlaczego nie udało się otrzymać następujących węglowodorów:



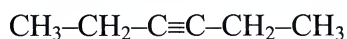
16.59. Czy podane wzory przedstawiają różne związki, czy ten sam związek?



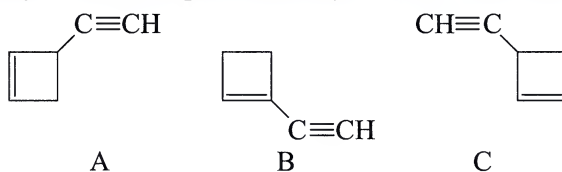
16.60. Które z podanych wzorów przedstawiają ten sam związek?



16.61. Czy podane wzory przedstawiają różne związki, czy ten sam związek?

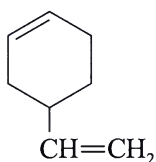


***16.62.** Które z podanych wzorów przedstawiają ten sam związek?

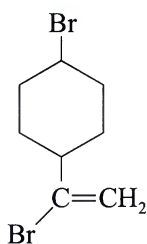


16.63. W którym z niżej podanych związków brak centrum chiralności?

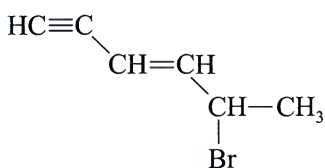
A.



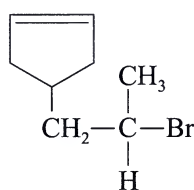
B.



C.



D.



16.64. Podać wzory grupowe następujących związków:

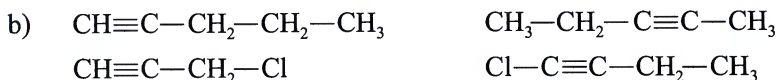
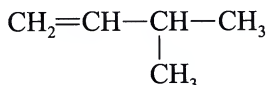
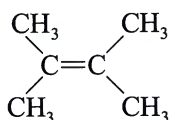
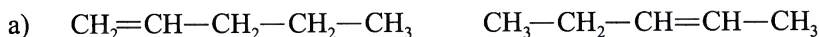
a) 3-metylobut-1-en, 2-metylobut-2-en, 2-metylobut-1-en,

b) 3-metylobut-1-yn, 4-metylopent-2-yn, 3,3-dichloropropyn,

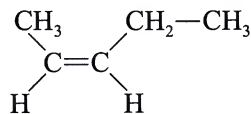
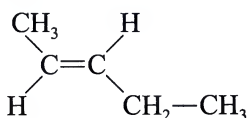
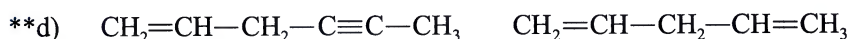
* c) buta-1,2-dien, penta-1,4-diyn, but-1-en-3-yn,

** d) *cis*-pent-2-en, *trans*-heks-3-en, 3-metylocykloheksen.

16.65. Podać nazwy systematyczne następujących związków:



*c) wszystkich izomerów C_5H_{10}

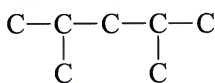


16.66. Narysować wzory grupowe wszystkich izomerów: a) C_3H_6 , b) C_4H_8 , c) C_5H_{10} , d) C_3H_4 , e) C_4H_6 , f) C_5H_8 .

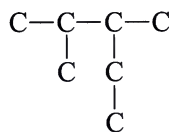
16.67. Ile jednowartościowych grup można utworzyć z następujących węglowodorów (podać wzory grupowe): a) propen, b) but-1-en, c) but-2-en, d) 2-metylopropen, e) propyn, f) but-1-yn, g) but-2-yn?

16.68. Czy związki mające ten sam wzór empiryczny: a) muszą być homologami, b) mogą być homologami?

16.69. Czy węglowodory o podanym szkieletcie węglowym mogą zawierać wiązanie potrójne pomiędzy atomami węgla?



A

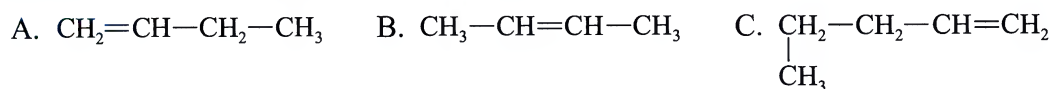


B

16.70. Które z węglowodorów o wzorach: C_7H_{14} , C_4H_6 , C_8H_{18} , $\text{C}_{10}\text{H}_{20}$, C_5H_8 należą do szeregu homologicznego metanu, które do szeregu etylenu, a które do szeregu acetylenu?

16.71. Obliczyć wzór ogólny szeregu homologicznego: 1) trienów, 2) tetraenów.

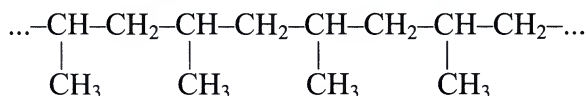
16.72. Czy podane niżej związki są homologami?



16.73. Narysować fragment struktury polipropylenu, w którym będą widoczne atomy węgla pochodzące od czterech cząsteczek propylenu.

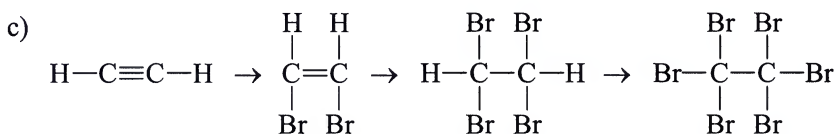
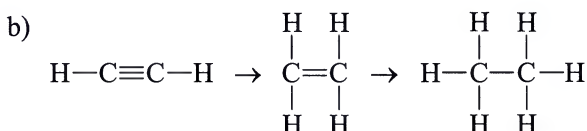
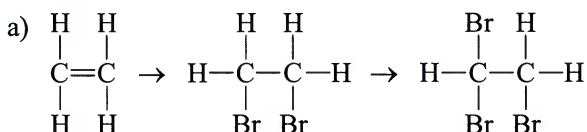
16.74. Polimeryzacja tetrafluoroetyleny daje teflon, wyjątkowo cenne tworzywo odporne na działanie stężonych kwasów, ługów, a nawet fluoru. Narysować fragment struktury teflonu, zawierający osiem atomów węgla.

16.75. Poniżej narysowano fragment łańcucha pewnego polimeru:



Podać wzór związku, który w wyniku reakcji polimeryzacji da przedstawiony powyżej łańcuch.

16.76. Zapisać schematy ciągu reakcji, za pomocą których można dokonać następujących przemian:



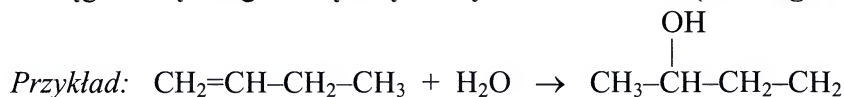
16.77. Ułożyć równania reakcji otrzymywania chlorku winylu w reakcji: 1) przyłączenia chlorowodoru, 2) eliminacji chlorowodoru.

16.78. W reakcji diiodometanu CH_2I_2 z miedzią tworzy się jodek CuI i bezbarwny gaz o gęstości zbliżonej do gęstości powietrza, który wprowadzony do wody bromowej lub roztworu KMnO_4 powoduje ich odbarwienie. Ułożyć równanie reakcji diiodometanu z miedzią.

16.79. Ułożyć równania reakcji 2-metylopropenu z bromem i z wodorem.

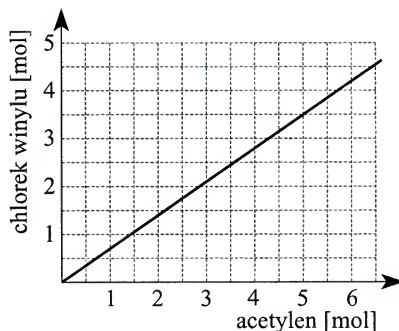
16.80. Posługując się wyłącznie wzorami grupowymi, zapisać schematy reakcji przyłączenia wodoru, bromowodoru, chloru i wody do: a) etenu, b) propenu, c) wszystkich izomerów C_4H_8 .

Uwaga: W reakcjach przyłączenia cząsteczek niesymetrycznych (na przykład HBr , H_2O) do niesymetrycznych alkenów (na przykład $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3$), wodór przyłącza się do węgla związanego z większą liczbą atomów wodoru (tzw. **reguła Markownikowa**).



- 16.81.** Posługując się wyłącznie wzorami grupowymi, ułożyć równania reakcji przyłączenia 1 mola wodoru, chlorowodoru i bromu do: 1) etynu, 2) propynu, 3) wszystkich izomerów C_4H_6 (patrz poprzednie zadanie).
- 16.82.** Węglowodór, w którym stosunek masowy C : H = 9 : 2, poddano katalitycznemu odwodornieniu i otrzymano alken o takiej samej liczbie atomów węgla. Do alkenu tego przyłączono następnie bromowodor. Podać nazwę otrzymanego produktu.
- 16.83.** Ile cząsteczek etylenu uległo polimeryzacji, jeżeli masa cząsteczkowa polietylenu wynosi około 20 000 u?
- 16.84.** Z 22,4 m³ etylenu (warunki normalne) otrzymuje się 5,6 kg polietylenu. Obliczyć wydajność procentową reakcji.
- 16.85.** 150 cm³ mieszaniny etanu i etenu przepuszczono przez wodny roztwór bromu. Objętość gazu zmniejszyła się do 45 cm³. Objętości mierzono w tych samych warunkach ciśnienia i temperatury. Obliczyć procentowy skład objętościowy początkowej mieszaniny.
- 16.86.** Do dwóch roztworów zawierających po 5 g bromu wprowadzono: do pierwszego 0,5 dm³ etylenu, a do drugiego 0,5 dm³ acetylenu (warunki normalne). Czy w obu naczyniach nastąpiło odbarwienie roztworu?
- 16.87.** Ile gramów węgliku wapnia potrzeba do otrzymania 8 dm³ acetylenu (warunki normalne)?
- * **16.88.** Do spalenia 1 mola węglowodoru o masie cząsteczkowej 70 u zużyto 168 dm³ tlenu (warunki normalne). Produktami spalania były ditlenek węgla i woda. Ustalić wzór sumaryczny węglowodoru.
- * **16.89.** Obliczyć procentową zawartość węgliku wapnia w karbidzie technicznym, jeżeli wiadomo, że z próbki 2,5 g otrzymano 0,72 dm³ acetylenu, w temperaturze 291 K pod ciśnieniem 1004 hPa.
- * **16.90.** 40 cm³ pewnego węglowodoru spalono, zużywając 180 cm³ tlenu. Po skropleniu powstającej pary wodnej pozostało 120 cm³ gazu, który podczas przepuszczania przez wodny roztwór KOH został całkowicie pochłonięty. Objętości mierzono w tych samych warunkach ciśnienia i temperatury. Ustalić wzór sumaryczny węglowodoru.
- ** **16.91.** 10 cm³ nieznanego, gazowego węglowodoru zmieszano z 70 cm³ tlenu i mieszaninę zapalono za pomocą iskry elektrycznej. Po zakończeniu reakcji i skropleniu pary wodnej objętość gazów wynosiła 50 cm³, a po przepuszczeniu ich przez wodny roztwór KOH zmniejszyła się do 10 cm³. Wszystkie objętości mierzono w tych samych warunkach ciśnienia i temperatury. Ustalić wzór sumaryczny węglowodoru.
- ** **16.92.** Obliczyć procentowy skład masowy i procentowy skład objętościowy mieszaniny acetylenu i etylenu, jeżeli do spalenia 4 dm³ tej mieszaniny zużyto 11 dm³ tlenu, otrzymując ditlenek węgla i parę wodną. Pomiarów objętości dokonano w temperaturze 291 K pod ciśnieniem 296 hPa.

* **16.93.** Wykres ilustruje zależność liczby moli chloru winylu, otrzymanego w syntezie przemysłowej, od liczby moli użytego acetylenu. Obliczyć procentową wydajność syntezy.



** **16.94.** Badano reakcje dwóch izomerów C_6H_{10} z bromem. Próbką pierwszego odbarwiła 137 cm^3 5-procentowego roztworu bromu. Identyczna próbka drugiego odbarwiła 274 cm^3 5-procentowego roztworu bromu. Podać po dwa przykłady związków, które mogą być pierwszym i drugim izomerem C_6H_{10} .

16.95. Uzupełnić tabelkę, wpisując odpowiedni symbol określający relację między związkami w danym wierszu i danej kolumnie:

K – izomery konstytucyjne

D – diastereoizomery

E – enancjomery

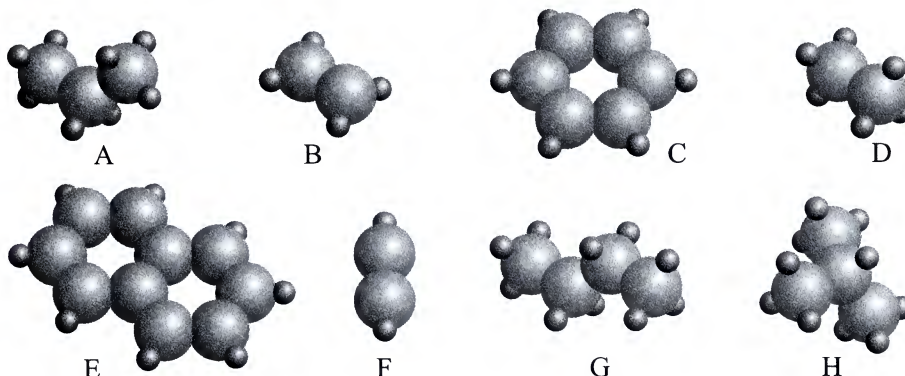
B – brak izomerii

	<i>trans</i> -heks-2-en	<i>cis</i> -heks-2-en	<i>trans</i> -heks-3-en	heks-1-yn
<i>trans</i> -heks-2-en	–	D		
<i>cis</i> -heks-2-en		–	K	
<i>trans</i> -heks-3-en			–	
heks-1-yn				–

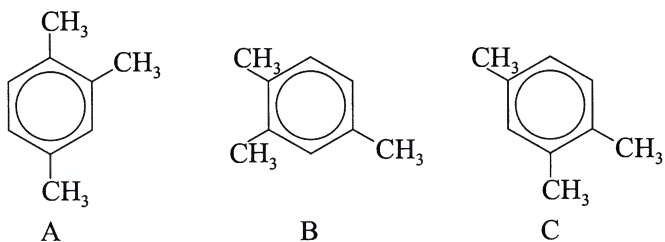
Wskazówka: patrz aneks 19.

16.3. Węglowodory aromatyczne

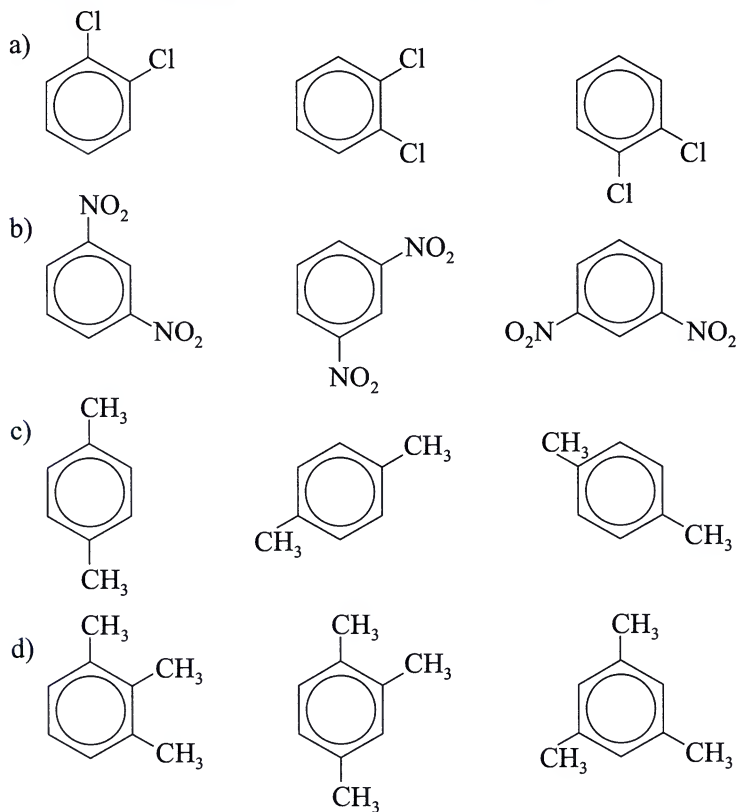
16.96. Poniżej przedstawiono modele cząsteczek węglowodorów. Narysować ich wzory grupowe i podać nazwy.



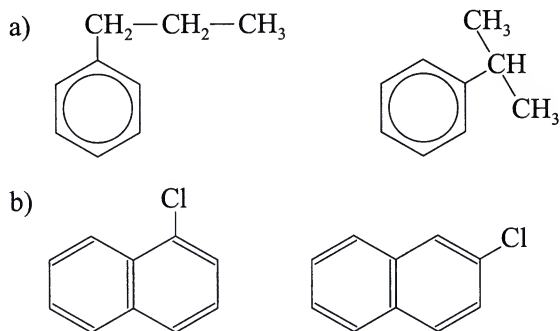
16.99. Które z podanych wzorów przedstawiają ten sam związek?

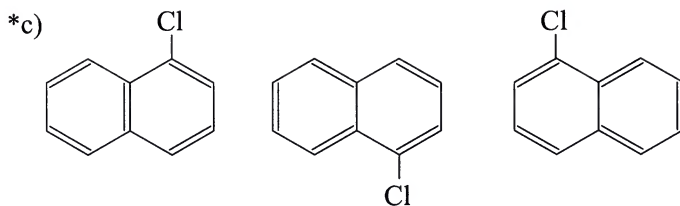


16.100. Czy podane wzory przedstawiają różne związki, czy ten sam związek?

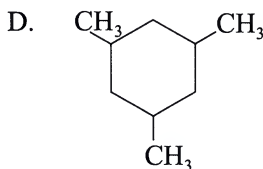
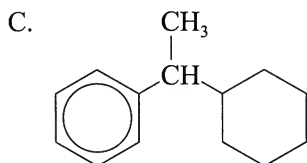
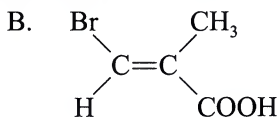
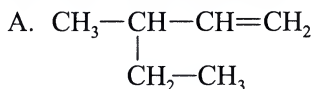


16.101. Czy podane wzory przedstawiają ten sam związek, czy różne związki?

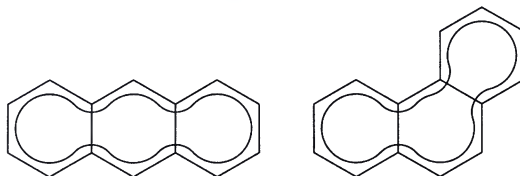




16.102. Które z poniższych związków mogą występować w postaci enancjomerów?

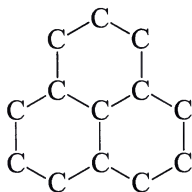


16.103. Czy podane wzory przedstawiają ten sam związek, czy różne związki?



* **16.104.** Ile struktur Kekulégo można narysować dla naftalenu?

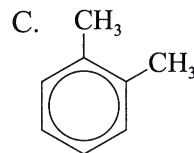
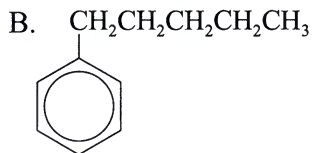
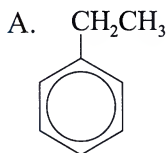
* **16.105.** Czy wszystkie pierścienie mogą mieć charakter aromatyczny w następującym szkieletcie węglowym:



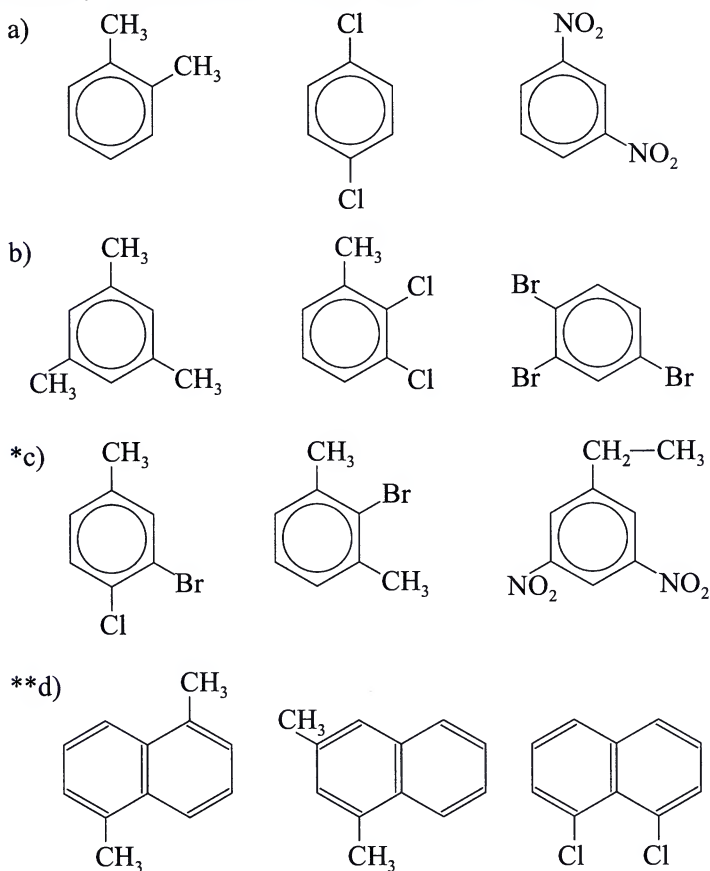
16.106. Podać uproszczone wzory grupowe następujących związków:

- o*-dibromobenzen, *m*-dimetylobenzen, *p*-dinitrobenzen,
- 1,2,3-trinitrobenzen, 1,2,4-trichlorobenzen, 1,2,5-trimetylobenzen,
- 1-chloro-2,3-dimetylobenzen, *p*-chlorotoluen,
- 1,4-dinitronaftalen, 1,2,5-trimetylnaftalen.

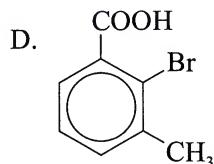
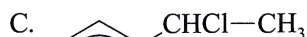
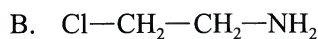
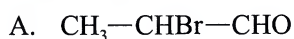
16.107. Czy podane niżej związki są homologami?



16.108. Podać nazwy systematyczne następujących związków:



16.109. Które z poniższych związków mogą występować w postaci enancjomerów? Asymetryczny atom węgla zaznaczyć gwiazdką.



16.110. Narysować uproszczone wzory grupowe wszystkich izomerycznych trichlorobenzenów.

16.111. Narysować uproszczone wzory grupowe wszystkich, zawierających sześciowęglowy pierścień aromatyczny, izomerów: a) etylobenzenu, b) *n*-propylobenzenu, c) bromonaftalenu, d) bromoantracenu.

* **16.112.** Podać wzory grupowe trzech izomerów benzenu niezwiązujących pierścienia.

16.113. Ile jednowartościowych grup tworzą następujące węglowodory (podać uproszczone wzory grupowe): a) benzen, b) metylobenzen, c) naftalen, d) antracen.

16.114. Które z niżej podanych związków są izomerami benzenu?



1



2



3



4



5

16.115. Narysować wzory pięciu kolejnych homologów benzenu (benzenu, metylobenzenu, etylobenzenu, *n*-propylobenzenu, *n*-butylobenzenu), obliczyć ich wzory sumaryczne i ustalić wzór ogólny szeregu homologicznego.

16.116. Czy naftalen jest homologiem benzenu? Odpowiedź uzasadnić.

16.117. Czy związki, które są izomerami, mogą być równocześnie homologami?

16.118. Czy dwa związki o tym samym składzie procentowym mogą należeć do różnych szeregów homologicznych? Odpowiedź twierdzącą zilustrować przykładem.

16.119. Czy związki mające ten sam wzór empiryczny: 1) muszą być izomerami, 2) mogą być izomerami?

16.120. Podać wzór grupowy i nazwę węglowodoru o możliwie najmniejszej liczbie atomów węgla w cząsteczce, w którym znajduje się węgiel I-, II-, III- i IV-rzędowy.

16.121. Narysować wzór grupowy związku $C_6H_{10}N_4$, zawierającego siedmioczłonowy pierścień z sześciu atomów węgla, w tym pięć w postaci kolejnych grup CH_2 , i jednego atomu azotu, oraz pierścień pięcioczłonowy, połączony z większym pierścieniem poprzez dwa wspólne dla obu pierścieni atomy.

16.122. Które z następujących cząsteczek mają moment dipolowy różny od zera: benzen, metylobenzen, *o*-ksylen, *m*-ksylen, *p*-ksylen, *p*-chlorotoluen?

* **16.123.** W jakim przypadku moment dipolowy izomeru *para* jest równy zeru?

** **16.124.** W jakim przypadku moment dipolowy izomeru *orto* jest: a) mniejszy, b) większy od momentu dipolowego izomeru *para*?

** **16.125.** Obliczyć moment dipolowy wiązania: a) węgiel aromatyczny–chlor, b) węgiel aromatyczny–węgiel grupy metylowej, wiedząc, że moment dipolowy *o*-dichlorobenzenu wynosi $7,4 \cdot 10^{-30} \text{ C} \cdot \text{m}$ (2,26 D), a *o*-ksylenu $1,7 \cdot 10^{-30} \text{ C} \cdot \text{m}$ (0,52 D). Określić zwroty momentów dipolowych tych wiązań.

16.126. Ile związków organicznych powstaje podczas bromowania etylobenzenu w obecności światła, przy założeniu, że mol etylobenzenu reaguje z molem bromu (Br_2)?

16.127. Posługując się wzorami umownymi lub grupowymi, zapisać schematy ciągu reakcji, za pomocą których można dokonać następujących przemian:

a) benzen \rightarrow bromobenzen \rightarrow *p*-dibromobenzen

b) benzen \rightarrow nitrobenzen \rightarrow *m*-dinitrobenzen

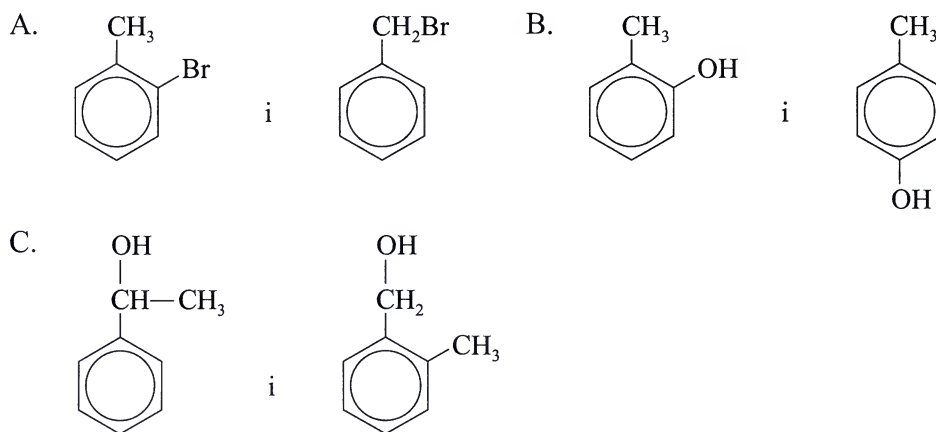
c) toluen \rightarrow *o*-chlorotoluen



chlorek benzylu

- * **16.135.** Pochodna benzenu ma wzór C_8H_{10} . Ustalić wzór grupowy tej pochodnej, wiedząc, że jej chlorowanie w obecności światła daje mieszaninę dwóch izomerów C_8H_9Cl .
- * **16.136.** Pochodna benzenu ma wzór C_8H_{10} . Ustalić wzór grupowy tej pochodnej, wiedząc, że jej bromowanie w obecności katalizatora (Fe) daje mieszaninę dwóch izomerów C_8H_9Br .
- ** **16.137.** W jaki sposób, dysponując tlenkiem D_2O , można najprościej otrzymać: CD_4 , C_2D_2 , C_6D_6 ?
- 16.138.** Ile dm^3 powietrza, odmierzonego w warunkach normalnych, potrzeba do spalenia 7,8 g benzenu, tak aby powstał ditlenek węgla?
- 16.139.** W 200 cm^3 roztworu nitrobenzenu w benzenie znajduje się 12,3 g nitrobenzenu. Obliczyć stężenie molowe nitrobenzenu.
- 16.140.** W 200 cm^3 benzenu ($d = 0,88\text{ g/cm}^3$) rozpuszczono 12,3 g nitrobenzenu. Obliczyć stężenie molowe nitrobenzenu, jeżeli otrzymany roztwór ma gęstość $0,95\text{ g/cm}^3$.
- 16.141.** Obliczyć stężenie procentowe roztworu, opisanego w poprzednim zadaniu.
- * **16.142.** W reakcji chlorowania toluenu, w obecności żelaza, powstaje mieszanina zawierająca 10% masowych *o*-chlorotoluenu i 90% masowych *p*-chlorotoluenu. Ile moli izomeru *orto* i ile moli izomeru *para* otrzymamy, jeżeli użyjemy do reakcji 1 mol toluenu?
- ** **16.143.** W podwyższonej temperaturze gazowy benzen ulega rozkładowi na acetylen, a w pewnych warunkach stężenia równowagowe obu tych gazów są sobie równe. Czy na podstawie tych danych można obliczyć stałą równowagi K_c ?

16.144. Ustalić, jakimi izomerami są względem siebie związki w następujących parach (patrz aneks 19.):

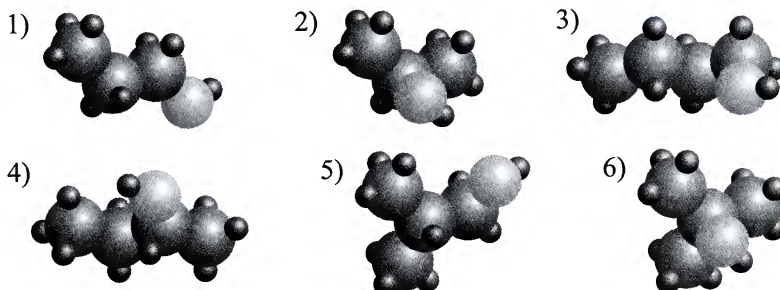


Rozdział 17.

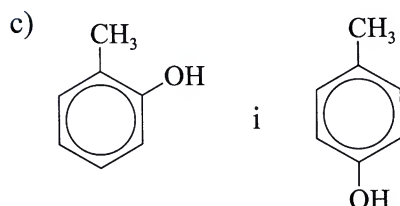
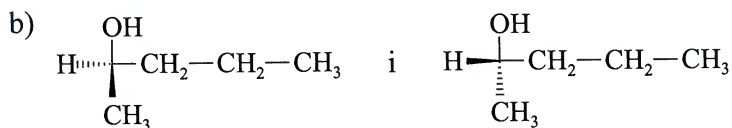
Jednofunkcyjne pochodne węglowodorów

17.1. Alkohole i fenole

17.1. Na rysunku przedstawiono modele cząsteczek alkoholi. Narysować wzory grupowe tych związków i podać ich nazwy systematyczne.

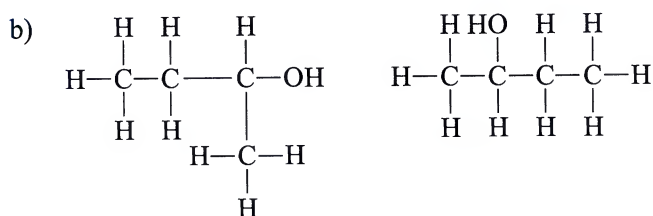
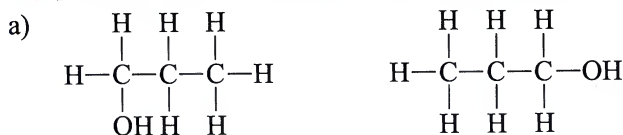


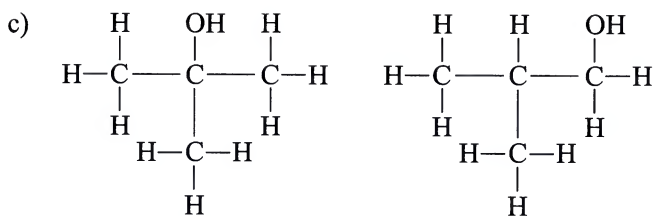
17.2. Ustalić, jakimi izomerami są względem siebie związki w następujących parach:



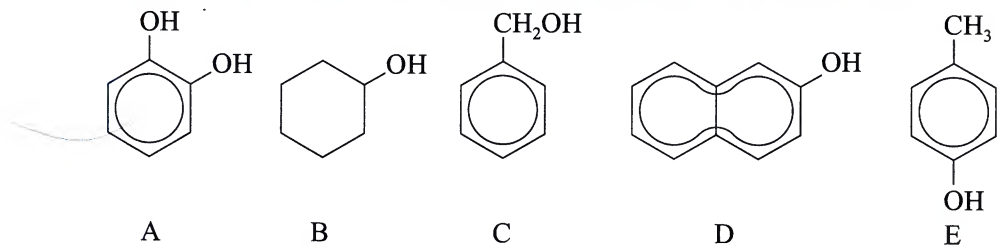
Wskazówka: patrz aneks 19.

17.3. Czy podane wzory przedstawiają różne związki, czy ten sam związek?

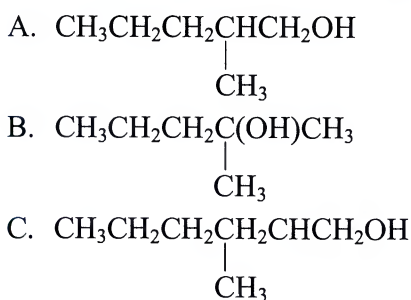




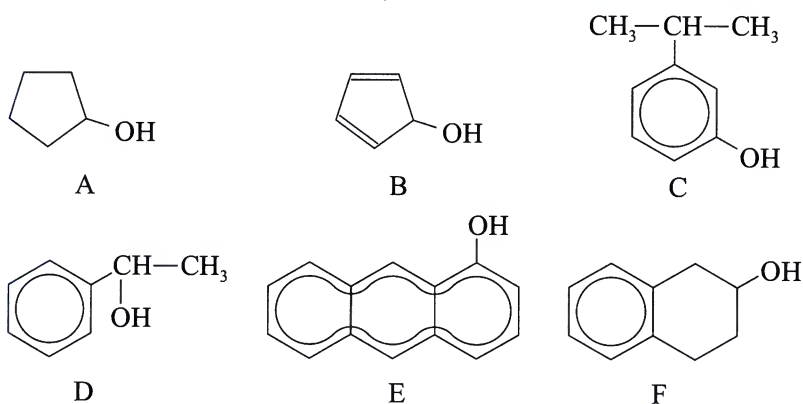
17.4. Które z niżej podanych związków są alkoholami, a które fenolami?



17.5. Czy podane niżej związki są homologami?



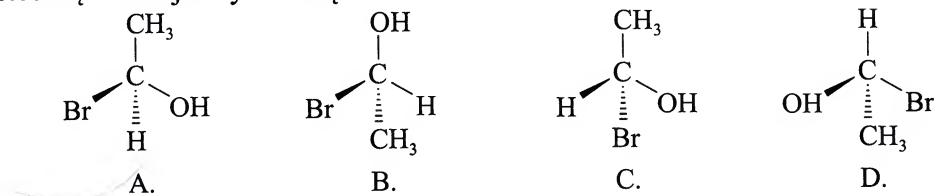
* 17.6. Które z podanych związków są alkoholami, a które fenolami:



17.7. Narysować wzory grupowe lub umowne:

- wszystkich izomerycznych alkoholi $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$,
- wszystkich izomerycznych alkoholi $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$,
- trzech izomerycznych krezoli,
- dwoch izomerycznych naftoli (fenole zawierające szkielet węglowy naftalenu),
- wszystkich izomerycznych dihydroksybenzenów (benzendioli),
- * wszystkich, zawierających pierścień aromatyczny, fenoli i alkoholi o wzorze $\text{C}_7\text{H}_8\text{O}$.

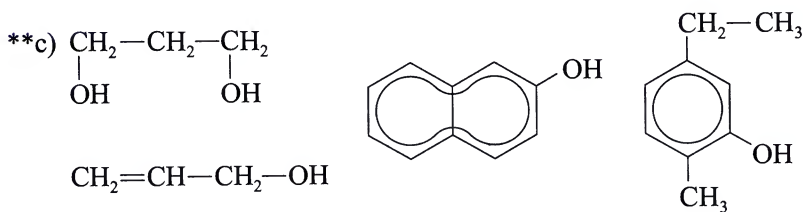
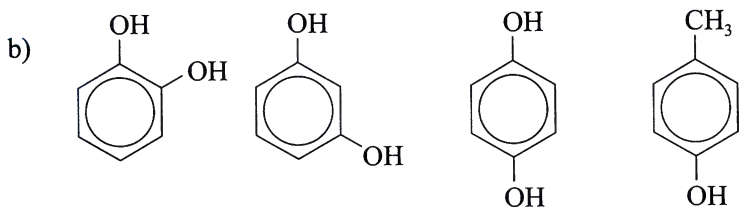
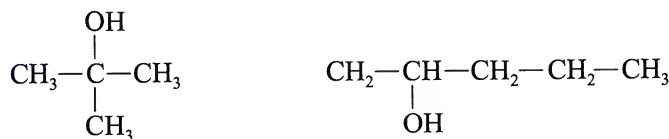
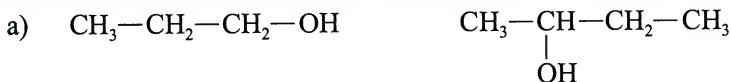
17.8. Ustalić, które wzory przedstawiają cząsteczki enancjomerów, a które tę samą cząsteczkę inaczej narysowaną.



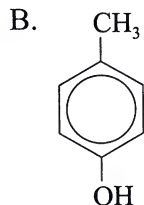
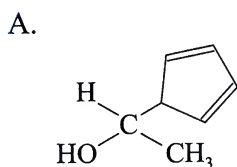
17.9. Podać wzory grupowe następujących związków:

- propan-2-ol, butan-1-ol, 2-metylopropan-2-ol,
- pentan-3-ol, benzeno-1,3-diol, 3-metylobenzenol,
- * pent-2-en-3-ol, naftalen-2-ol, 5-metylnaftalen-2-ol.

17.10. Podać nazwy systematyczne następujących związków:



17.11. W którym z niżej podanych związków brak centrum chiralności?



- * c) propan-2-olanu sodu,
- * d) glikolanu dwupotasu,
- e) fenolanu sodu.

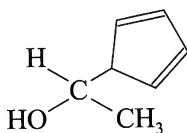
17.18. Posługując się wzorami grupowymi lub umownymi zapisać schematy ciągu kolejnych reakcji, które należy przeprowadzić, by otrzymać:

- a) metanol, mając do dyspozycji metan i dowolne odczynniki nieorganiczne,
- b) etanol, mając do dyspozycji etan i dowolne odczynniki nieorganiczne,
- c) etanol, mając do dyspozycji eten i dowolne odczynniki nieorganiczne,
- d) eten, mając do dyspozycji etan i dowolne odczynniki nieorganiczne,
- * e) glikol etylenowy, mając do dyspozycji eten i dowolne odczynniki nieorganiczne,
- * f) glikol etylenowy, mając do dyspozycji etanol i dowolne odczynniki nieorganiczne,
- * g) glikol etylenowy, mając do dyspozycji etan i dowolne odczynniki nieorganiczne,
- * h) fenol, mając do dyspozycji benzen i dowolne odczynniki nieorganiczne,
- ** i) fenol, mając do dyspozycji węgiel wapnia i dowolne odczynniki nieorganiczne,
- * j) alkohol benzylový ($C_6H_5-CH_2OH$), mając do dyspozycji toluen i dowolne odczynniki nieorganiczne,
- ** k) cykloheksanol, mając do dyspozycji acetylen i dowolne odczynniki nieorganiczne.

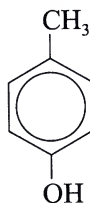
17.19. Zapisać równania reakcji otrzymywania: 1) metanolu, 2) etanolu z gazu syntezowego.

17.20. Ustalić: a) które związki są względem siebie izomerami, i jakimi, b) które związki mogą występować w postaci enancjomerów (patrz aneks 19.).

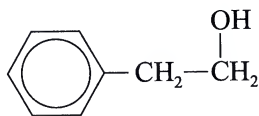
A.



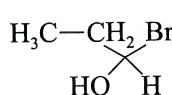
B.



C.



D.



17.21. Uszeregować podane związki według malejących właściwości kwasowych: fenol, kwas siarkowy, etanol, glikol etylenowy, kwas węglowy.

17.22. Jaki odczyn wykazują wodne roztwory następujących związków: etanol, wodorotlenek sodu, etanolan sodu, fenol, fenolan sodu?

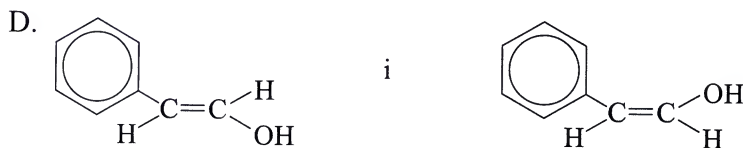
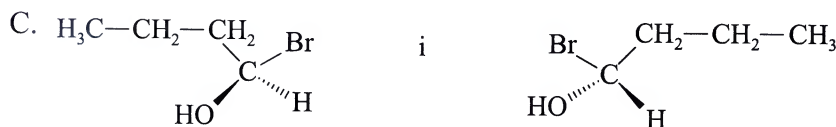
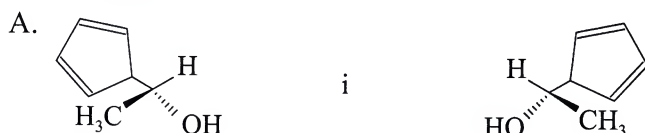
17.23. Czy można odróżnić wodny roztwór NaOH od wodnego roztworu metanolu za pomocą papierka lakmusowego? Uzasadnić odpowiedź.

17.24. Jak rozróżnić benzenowy roztwór alkoholu od benzenowego roztworu fenolu?

17.25. Dlaczego wodne roztwory alkoholi nie przewodzą prądu elektrycznego, pomimo że alkohole zawierają, podobnie jak wodorotlenki, grupę OH? Czy wodne roztwory fenoli powinny przewodzić prąd elektryczny?

17.26. Które z niżej podanych par związków przedstawiają (patrz aneks 19.):

- 1) enancjomery,
- 2) ten sam enancjomer, ale inaczej narysowany,
- 3) izomery konstytucyjne,
- 4) diastereoizomery?



* **17.27.** Które z następujących jonów znajdują się w wodnym roztworze metanolu: CH_3^+ , OH^- , CH_3O^- , H^+ ?

** **17.28.** Jak można odróżnić metanol od etanolu?

* **17.29.** Chłodnice silników samochodowych napełnia się mieszaniną wody i glikolu etylenowego, ponieważ mieszanina ta ma niższą temperaturę zamarzania niż czysta woda. W jakim stosunku masowym należy zmieszać wodę z glikolem, aby otrzymana mieszanina miała temperaturę krzepnięcia 233 K, jeżeli wiadomo, że dodanie mola glikolu do 1 kg wody obniża temperaturę krzepnięcia o 1,86 K?

17.30. Ile gramów etanolanu sodu znajduje się w $0,2 \text{ dm}^3$ 1-molowego roztworu?

17.31. Do naczynia, zawierającego 5 g fenolu rozpuszczonego w benzenie, wrzucono 2 g potasu. Ile dm^3 wodoru (warunki normalne) wydzieliło się podczas reakcji?

* **17.32.** Ile moli metanolu przypada na jeden mol metanolanu sodu w roztworze otrzymanym po reakcji 2,3 g sodu z 32 g metanolu?

- 17.33.** Ile grup OH zawiera cząsteczka alkoholu o masie cząsteczkowej 62 u, w którym stosunek masowy C : H : O wynosi 0,6 : 0,15 : 0,8?
- * **17.34.** 5,75 g sodu przereagowało z 18,5 g alkoholu jednowodorotlenowego. Ile atomów węgla zawierała cząsteczka alkoholu?
- * **17.35.** Obliczyć masę cząsteczkową alkoholu jednowodorotlenowego, wiedząc, że z 5 g alkoholu sól wypiera 934 cm³ wodoru (warunki normalne).
- 17.36.** Jaką objętość 0,5-molowego roztworu NaOH należy dodać do 40 cm³ 0,2-molowego roztworu fenolu, aby cały fenol przeprowadzić w fenolan?
- 17.37.** Ile gramów chlorku metylu można otrzymać ze 100 g metanolu, jeżeli wydajność reakcji wynosi 70%?
- ** **17.38.** Jaką objętość (w warunkach normalnych) mieszaniny CO i H₂, o składzie stechiometrycznym, należy wprowadzić do reaktora, aby powstało *m* kg metanolu, zakładając, że wydajność jest *p*%?
- ** **17.39.** W badaniach nad kontaktową metodą syntezy metanolu z tlenku węgla i wodoru stwierdzono w jednym z doświadczeń, że 10 dm³ mieszaniny tlenku węgla z wodorem, w stosunku molowym 1 : 3, dało po przejściu przez aparat kontaktowy, a następnie całkowitym wykropleniu metanolu, 7,3 dm³ pozostałości gazowej. Obliczyć, jaki procent substratu, nie wziętego w nadmiarze, przereagował.
- ** **17.40.** W zależności od warunków prowadzenia reakcji z gazu syntezowego można otrzymywać różne alkohole. Jaki jest wpływ ciśnienia panującego podczas reakcji na długość łańcucha powstającego alkoholu?

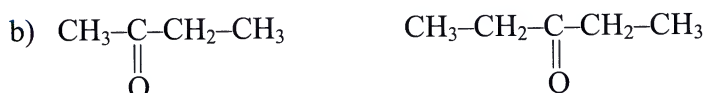
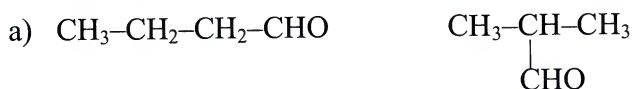
17.2. Aldehydy i ketony

17.41. Narysować wzory grupowe wszystkich izomerycznych aldehydów i ketonów o wzorze: a) C₃H₆O, b) C₄H₈O, c) C₅H₁₀O.

17.42. Podać wzory grupowe następujących związków:

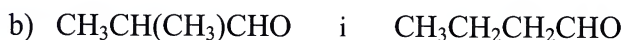
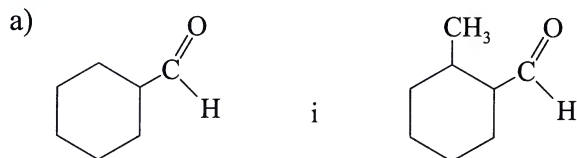
- a) pentanal, 3-metylobutanal, 2-metylopropanal,
 b) pentan-2-on, pentan-3-on, 3-metylobutanon,
 * c) 2-metylopentan-3-on, 3,3-dimetylobutanal.

17.43. Podać nazwy systematyczne następujących związków:

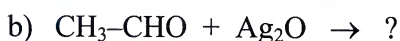
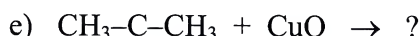




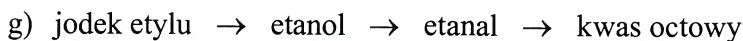
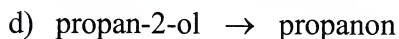
17.44. Ustalić, czy następujące pary związków są izomerami, a jeżeli tak, to jakimi (patrz aneks 19.):



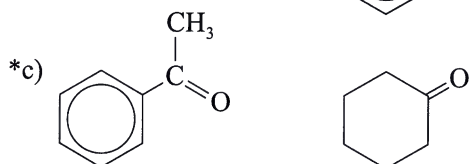
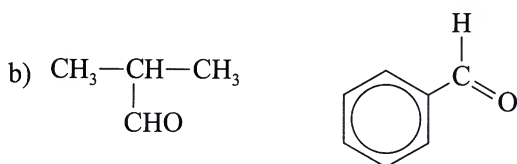
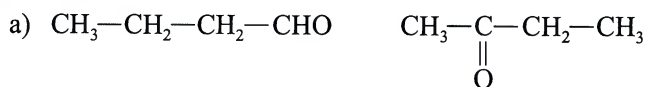
17.45. Zapisać schematy podanych reakcji lub zaznaczyć, że reakcja nie zachodzi:



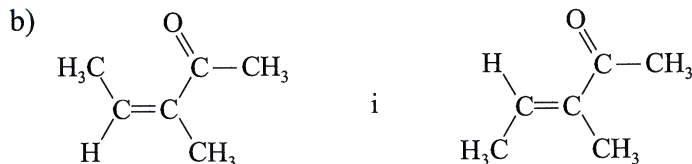
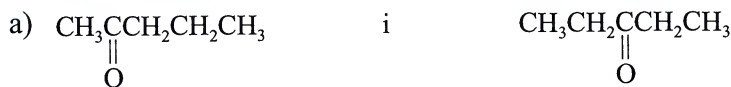
17.46. Zapisać schematy ciągu reakcji, za pomocą których można dokonać następujących przemian:



17.47. Podać wzory grupowe alkoholi, które należy utlenić, aby otrzymać następujące aldehydy i ketony:



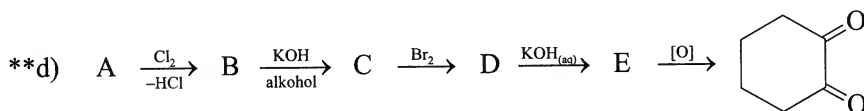
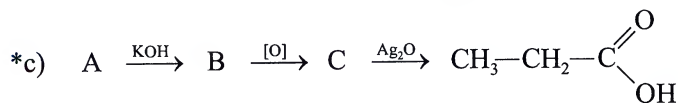
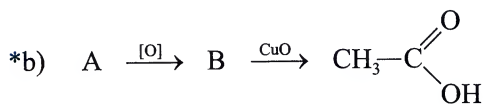
17.48. Ustalić, jakimi izomerami są względem siebie związki w następujących parach:



Wskazówka: patrz aneks 19.

17.49. Jaka substancja powstaje w wyniku utleniania alkoholu benzylowego nadmiarem silnego utleniacza?

17.50. W miejsce liter A, B, C, D, E wpisać wzory grupowe odpowiednich związków:



17.51. Zapisać schematy ciągu kolejnych reakcji, które należy przeprowadzić, aby otrzymać:

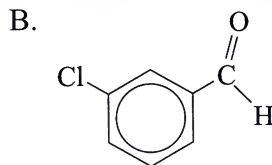
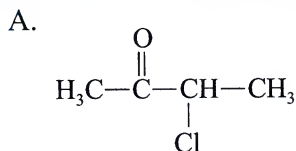
- aldehyd mrówkowy, mając do dyspozycji metan i dowolne odczynniki nieorganiczne,
- kwas octowy, mając do dyspozycji bromek etylu i dowolne odczynniki nieorganiczne,
- etan, mając do dyspozycji aldehyd octowy i dowolne odczynniki nieorganiczne,
- aldehyd benzoesowy, mając do dyspozycji toluen i dowolne odczynniki nieorganiczne.

17.52. Jaki alkohol należy utleniać, aby poprzez odpowiedni aldehyd otrzymać kwas izomasłowy $\text{CH}_3-\text{CH}(\text{COOH})-\text{CH}_3$? Ułożyć równania reakcji.

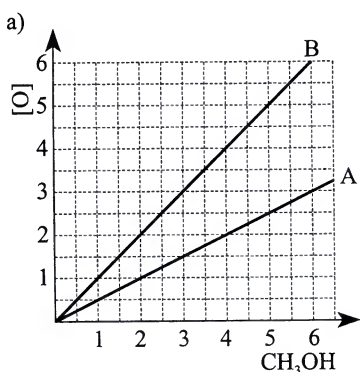


17.53. Czy można otrzymać aldehyd: 1) z alkoholu trzeciorzędowego, 2) z fenolu, drogą utleniania tych związków?

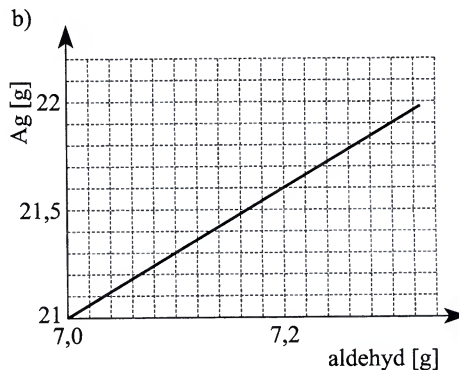
17.54. W którym z niżej podanych związków brak centrum chiralności?



17.67. Która z linii na rysunku a) ilustruje molowy, a która masowy stosunek stechiometryczny tlenu atomowego do alkoholu metylowego w reakcji utleniania alkoholu metylowego do aldehydu mrówkowego?



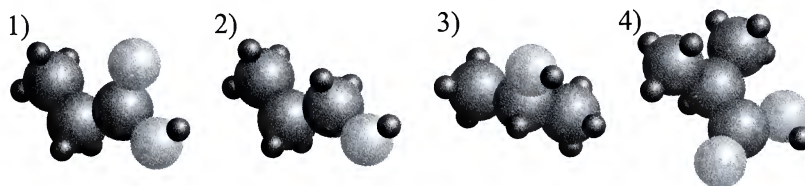
jednostka na obu osiach = 1 g lub 1 mol



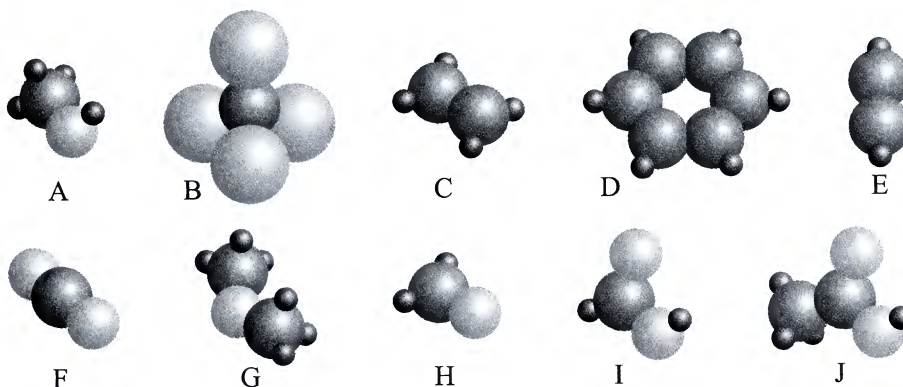
17.68. Aldehyd utleniono tlenkiem Ag_2O . Wykres na powyższym rysunku b) ilustruje zależność wydzielonego srebra od masy utlenionego aldehydu. Ustalić masę cząsteczkową aldehydu.

17.3. Kwasy karboksylowe

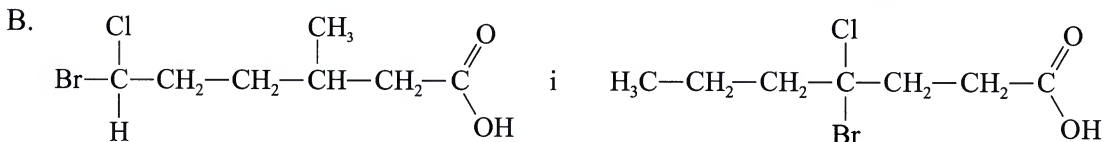
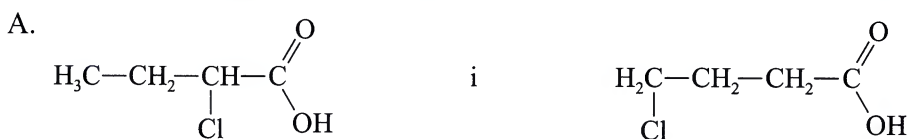
17.69. Poniżej przedstawiono modele cząsteczek alkoholi i kwasów karboksylowych. Narysować wzory grupowe tych związków.



17.70. Poniżej przedstawiono modele przestrzenne cząsteczek następujących związków: benzenu, kwasu octowego, acetylenu, alkoholu metylowego, etylenu, aldehydu mrówkowego, kwasu mrówkowego, ditlenku węgla, tetrachlorku węgla i eteru dimetylowego ($\text{CH}_3\text{-O-CH}_3$). Odszukać modele tych cząsteczek.



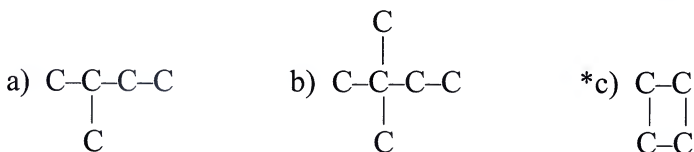
17.71. Ustalić: a) jakimi izomerami są względem siebie związki w następujących parach, b) które związki mogą występować w postaci enancjomerów (patrz aneks 19.).



17.72. Narysować wzory grupowe:

- a) wszystkich izomerycznych kwasów $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$,
 * b) wszystkich izomerycznych kwasów hydroksybenzoesowych,
 ** c) wszystkich izomerycznych kwasów cykloheksanodikarboksylowych.

17.73. Narysować wzory grupowe wszystkich możliwych kwasów karboksylowych o podanym szkieletie węglowym, zawierającym węgiel karboksylowy:

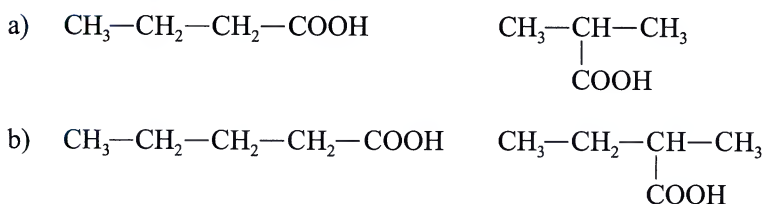


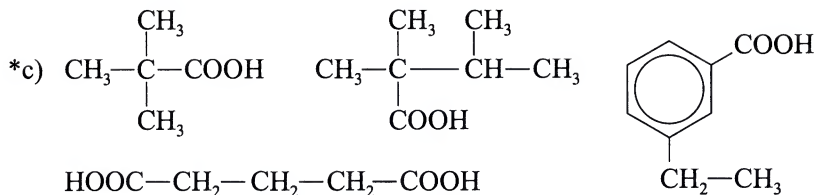
17.74. Narysować wzory grupowe związku zawierającego asymetryczny atom węgla i spełniającego równocześnie następujące warunki: 1) nie zawierającego innych atomów niż C, H, O, 2) zawierającego możliwie najmniejszą liczbę atomów, 3) będącego: a) alkanem, b) alkenem, c) alkinem, d) węglowodorem aromatycznym, e) alkoholem nasyconym, f) aldehydem, g) kwasem karboksylowym.

17.75. Podać wzory grupowe następujących związków:

- a) kwas propanowy, kwas 2-metylopropanowy, kwas pentanowy, kwas 2-etylobutanowy, kwas 2,2-dimetylopropanowy,
 b) kwas 2-metylocykloheksanokarboksylowy, kwas 3-metylobenzenokarboksylowy,
 * c) kwas butanodiowy, kwas 2-metylobutanodiowy, kwas benzeno-1,4-dikarboksylowy.

17.76. Podać nazwy następujących związków:





17.77. Zapisać równania dysocjacji jonowej:

- kwasu propionowego, mrówczanu sodu, octanu baru,
- kwasu stearynowego, stearynianu wapnia, propionianu żelaza(III),
- kwasu benzoowego, salicylanu sodu.

17.78. Zapisać schemat ciągu reakcji, za pomocą których można dokonać następujących przemian:

- metanal \rightarrow kwas mrówkowy \rightarrow mrówczan sodu
- etanal \rightarrow kwas octowy \rightarrow octan magnezu
- propanol \rightarrow propanal \rightarrow kwas propanowy
- aldehid benzoowy \rightarrow kwas benzoowy \rightarrow benzoosan potasu

17.79. Ustalić, jakimi izomerami są względem siebie związki w następujących parach:

- $$\begin{array}{c} \text{H}_3\text{C} \\ \diagup \\ \text{C} \\ \diagdown \\ \text{H} \end{array} \begin{array}{c} \text{COOH} \\ | \\ \text{Cl} \end{array} \quad \text{i} \quad \begin{array}{c} \text{H}_3\text{C} \\ \diagdown \\ \text{C} \\ \diagup \\ \text{H} \end{array} \begin{array}{c} \text{COOH} \\ | \\ \text{Cl} \end{array}$$
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$ i $\text{CH}_3\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}_2\text{COOH}$
- $\text{CH}_3\text{CH}(\text{Br})\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$ i $\text{CH}_2(\text{Br})\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$

Wskazówka: patrz aneks 19.

17.80. Czy podane niżej związki są homologami?

- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$
- $\text{CH}_3\text{CH}(\text{COOH})\text{CH}_2\text{CH}_3$
- $\text{CH}_3\text{CH}(\text{COOH})\text{CH}_3$

17.81. Jakie alkohole należy utleniać, aby przez odpowiedni aldehyd otrzymać podany kwas:

- $$\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_3 \\ | \\ \text{COOH} \end{array}$$
- $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{COOH}$
- $\text{C}_6\text{H}_5-\text{COOH}$
- $\text{C}_6\text{H}_5-\text{CH}_2-\text{COOH}$

17.82. W miejsce liter A, B, C wpisać wzory odpowiednich substancji.

- $\text{CH}_3\text{OH} \xrightarrow{[\text{O}]} \text{A} \xrightarrow{\text{Ag}_2\text{O}} \text{B} \xrightarrow{\text{NaOH}} \text{C}$
- $\text{CH}_3\text{CHO} \xrightarrow{\text{CuO}} \text{A} \xrightarrow{\text{KOH}} \text{B} \xrightarrow{\text{HCl}} \text{A}$
- * c) $\text{A} \xrightarrow{\text{NaOH}} \text{B} \xrightarrow{[\text{O}]} \text{C} \xrightarrow{\text{Ag}_2\text{O}} \begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_3 \\ | \\ \text{COOH} \end{array}$

17.83. Zapisać schematy ciągu kolejnych reakcji, które należy przeprowadzić, aby otrzymać:

- a) mrówczan sodu, mając do dyspozycji metan i dowolne odczynniki nieorganiczne,
- b) octan glinu, mając do dyspozycji jodek etylu i dowolne odczynniki nieorganiczne,
- * c) kwas *n*-masłowy, mając do dyspozycji butan-1-ol i dowolne odczynniki nieorganiczne.

17.84. Iluhydronowym kwasem jest kwas mrówkowy HCOOH?

17.85. Zapisać równania reakcji hydrolizy i podać odczyn roztworu: a) mrówczanu potasu, b) octanu baru, c) benzoesu sodu.

17.86. Jaka reakcja zajdzie podczas ogrzewania mrówczanu sodu z dużym nadmiarem stężonego kwasu siarkowego? Ułożyć równanie.

17.87. Jak odróżnić:

- a) kwas propanowy od propanalu,
- b) octan sodu od etanolanu sodu,
- c) wodny roztwór octanu sodu od wodnego roztworu octanu wapnia?

17.88. Napisać w formie cząsteczkowej i jonowej równania reakcji zachodzącej pomiędzy podanymi substancjami w roztworach wodnych:

- a) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH} \rightarrow ?$ b) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NH}_3 \rightarrow ?$
- $\text{HCOOH} + \text{Ca} \rightarrow ?$ $\text{CH}_3\text{COOAg} + \text{HCl} \rightarrow ?$
- $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Ba} + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow ?$ $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Ba} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow ?$

17.89. Jak można doświadczalnie zrealizować następujące przemiany, wykorzystując sole kwasów karboksylowych:

- a) $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{OH}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$
- b) $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow$
- c) $\text{Ag}^+ + \text{I}^- \rightarrow \text{AgI} \downarrow$
- d) $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow$

17.90. Mając chlorek ZnCl_2 i octan $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb}$ należy otrzymać octan $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Zn}$ (związek dobrze rozpuszczalny). Jakie czynności eksperymentalne należy wykonać?

** **17.91.** Dobrać współczynniki stechiometryczne w następujących równaniach:

- a) $\text{HCHO} + \text{I}_2 + \text{OH}^- \rightarrow \text{HCOO}^- + \text{I}^- + \text{H}_2\text{O}$
- b) $\text{KMnO}_4 + \text{CH}\equiv\text{CH} \rightarrow \text{KOOCCOOK} + \text{MnO}_2 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O}$
- c) $\text{MnO}_4^- + \text{C}_2\text{O}_4^{2-} + \text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- d) $\text{MnO}_2 + \text{C}_2\text{O}_4^{2-} + \text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- e) $\text{Ag}^+ + \text{HCHO} + \text{OH}^- \rightarrow \text{Ag} + \text{HCOO}^- + \text{H}_2\text{O}$

17.92. Uszeregować podane kwasy – od najmocniejszego do najslabszego:

- a) octowy, mrówkowy, stearynowy, masłowy,
- * b) octowy, salicylowy, benzoesowy, siarkowy.

17.93. Ustalić wzór empiryczny kwasu octowego.

17.94. W wyniku reakcji 11 g kwasu monokarboksylowego z magnezem otrzymano $1,4 \text{ dm}^3$ wodoru (w warunkach normalnych). Ustalić wzór sumaryczny kwasu.

* **17.95.** Utleniono 1 kg 15-procentowego roztworu etanolu do kwasu octowego. Obliczyć stężenie procentowe otrzymanego roztworu kwasu octowego przy założeniu, że wydajność procesu wynosi 100%.

17.96. Obliczyć stężenie molowe jonów wodorowych w 0,1-molowym wodnym roztworze kwasu octowego, jeżeli stopień dysocjacji wynosi 1,3%. Czy stopień dysocjacji kwasu octowego będzie taki sam w 0,1-molowym roztworze benzenowym?

* **17.97.** Do roztworu zawierającego 3 mole kwasu palmitynowego dodano 1 mol wodorotlenku $\text{Ca}(\text{OH})_2$, a następnie 1,5 mola węglanu Na_2CO_3 . Wytrącony osad odsączono. Co zawierał przesącz i jaki był jego odczyn?

17.98. Ustalić wzór hydratu octanu sodu zawierającego 39,7% wody. Obliczyć, ile gramów hydratu należy rozpuścić w 100 g wody, aby otrzymać 7,21-procentowy roztwór octanu sodu.

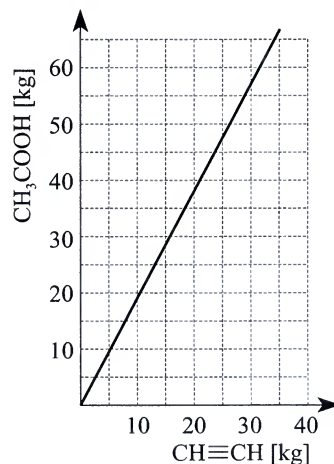
17.99. Obliczyć, w przybliżeniu, ile wody należy dodać do $0,25 \text{ dm}^3$ 10-procentowego octu, aby otrzymać roztwór o stężeniu 6%.

* **17.100.** Obliczyć gęstość 10-procentowego wodnego roztworu kwasu octowego, jeżeli 1 dm^3 tego roztworu zawiera 1,68 mola kwasu.

** **17.101.** Rozkład termiczny soli wapniowych lub barowych kwasów karboksylowych prowadzi do ketonów. 15,8 g octanu wapnia ogrzewano w otwartym naczyniu. Po przzerwaniu ogrzewania, w naczyniu znajdowała się substancja stała o masie 12,9 g. Ile procent octanu wapnia uległo rozkładowi? Jakie były produkty rozkładu?

** **17.102.** Obliczyć masę cząsteczkową, a następnie ustalić wzór sumaryczny nasyconego kwasu dikarboksylowego, wiedząc, że na zobojętnienie 100 cm^3 roztworu, zawierającego 33 g kwasu w 1 dm^3 , zużyto 250 cm^3 roztworu NaOH o stężeniu $0,2 \text{ mol/dm}^3$.

** **17.103.** Wykres ilustruje zależność masy kwasu octowego, otrzymanego w syntezie przemysłowej, od masy użytego acetyleny. Obliczyć procentową wydajność syntezy.



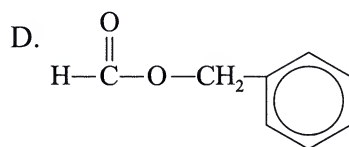
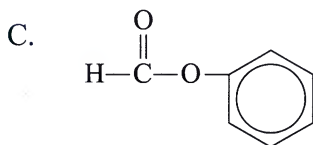
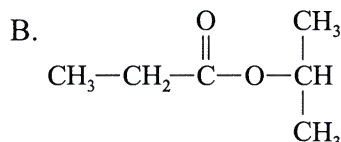
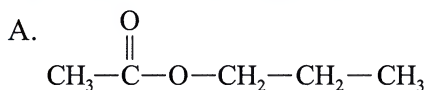
17.108. Narysować wzory grupowe i podać nazwy wszystkich izomerycznych estrów o wzorze: a) $C_3H_6O_2$, b) $C_4H_8O_2$, c) $C_5H_{10}O_2$.

17.109. Narysować wzory grupowe dwóch estrów i kwasu o wzorze $C_3H_6O_2$.

17.110. Czy każdemu estrowi odpowiada izomeryczny kwas?

17.111. Ile związków optycznie czynnych odpowiada wzorowi sumarycznemu $C_4H_{10}O$?

17.112. Podać nazwy następujących estrów:



17.113. Zapisać schematy reakcji otrzymywania:

- a) mrówczanu etylu, octanu metylu, propionianu benzylu, azotanu metylu,
- * b) octanu propylu, maślanu izopropylu, izomaślanu fenylu, siarczanu dimetylu,
- c) palmitynianu metylu, tristéarynianu glicerolu, dioleinianu glikolu etylenowego, wodorosiarczanu metylu,
- * d) benzoesanu etylu, salicylanu metylu, hydroksypropionianu izopropylu, cytrynianu trimetylu.

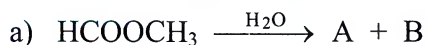
17.114. Zapisać schematy reakcji hydrolizy w środowisku kwaśnym:

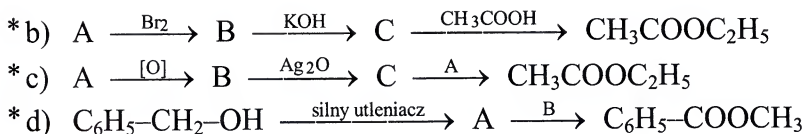
- a) mrówczanu metylu, octanu etylu, tripalmitynianu glicerolu, stéarynianu etylu,
- * b) propionianu benzylu, maślanu izopropylu, izomaślanu propylu, trioleinianu glicerolu,
- * c) benzoesanu etylu, salicylanu metylu, hydroksypropionianu benzylu, trioctanu glicerolu,
- ** d) dimrówczanu glikolu etylenowego, cytrynianu trifenylu, acetosalicylanu izopropylu, izomaślanu izopropylu.

17.115. Zapisać schematy ciągu reakcji, za pomocą których można dokonać następujących przemian:

- a) octan sodu \rightarrow kwas octowy \rightarrow octan etylu
- b) metanol \rightarrow metanal \rightarrow kwas mrówkowy \rightarrow mrówczan metylu
- c) etanal \rightarrow kwas octowy \rightarrow octan fenylu
- d) palmitynian etylu \rightarrow kwas palmitynowy \rightarrow palmitynian glicerolu

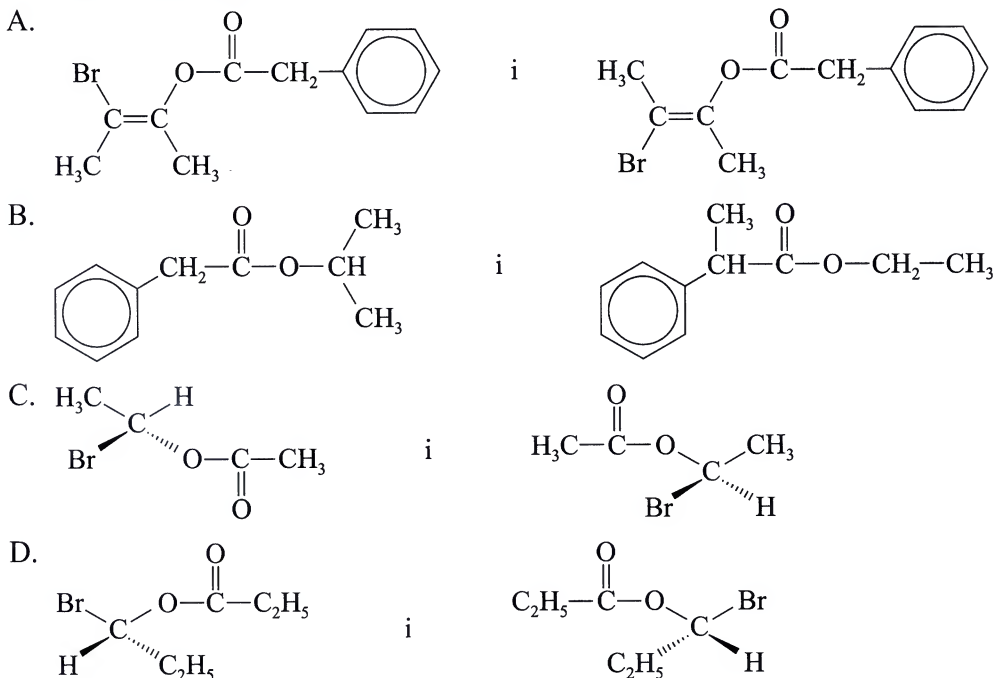
17.116. W miejsce liter A, B, C wpisać wzory grupowe odpowiednich związków:





17.117. Które z niżej podanych par związków przedstawiają:

- 1) enancjomery,
- 2) ten sam enancjomer, ale inaczej narysowany,
- 3) izomery konstytucyjne,
- 4) diastereoizomery?



Wskazówka: patrz aneks 19.

17.118. Zapisać schematy ciągu kolejnych reakcji, które należy przeprowadzić, aby otrzymać:

- a) mrówczan metylu, mając do dyspozycji metan i dowolne odczynniki nieorganiczne,
- b) octan etylu, mając do dyspozycji etan i dowolne odczynniki nieorganiczne,
- c) octan etylu, mając do dyspozycji etylen i dowolne odczynniki nieorganiczne,
- * d) kwas acetylosalicylowy, mając do dyspozycji o-krezol, kwas octowy i dowolne odczynniki nieorganiczne,
- * e) octan fenylu, mając do dyspozycji węglík wapnia i dowolne odczynniki nieorganiczne,
- * f) etylen, mając do dyspozycji octan etylu i dowolne odczynniki nieorganiczne,
- * g) dioctan glikolu etylenowego, mając do dyspozycji etylen i dowolne odczynniki nieorganiczne,
- * h) glikol etylenowy, mając do dyspozycji octan etylu i dowolne odczynniki nieorganiczne.

- * **17.119.** Pewien ester poddano hydrolizie i otrzymano kwas A o masie cząsteczkowej 60 u i alkohol B. Alkohol B po utlenieniu dał związek C, który nie reagował z odczynnikiem Tollensa. Alkohol B przepuszczony przez ogrzany tlenek glinu dał propen. Jaki ester poddano hydrolizie?
- * **17.120.** Pewien ester poddano hydrolizie i otrzymano kwas A i alkohol B. Ogrzewając kwas A ze stężonym kwasem siarkowym otrzymano tlenek węgla. Alkohol B utleniono, otrzymując związek C, który reagował z odczynnikiem Tollensa. Alkohol B przepuszczono przez ogrzany tlenek glinu i otrzymano propen. Jaki ester poddano hydrolizie?
- * **17.121.** Produktami hydrolizy pewnego estru są: kwas A i alkohol B. Sól wapniowa kwasu A zawiera 30,8% wapnia, a produktem utlenienia alkoholu B jest kwas identyczny z kwasem A. Podać wzór grupowy i nazwę tego estru.
- 17.122.** Na kwas octowy podziałano alkoholem etylowym zawierającym nuklid tlenu ^{18}O . Który z produktów reakcji: ester czy woda będzie zawierał ten nuklid?
- * **17.123.** Podać wzór grupowy i nazwę estru, który podczas hydrolizy daje kwas i alkohol o tej samej masie molowej.
- 17.124.** Ile moli wodoru potrzeba do utwardzenia 1 mola trioleinianu glicerolu?
- 17.125.** W 100 cm^3 alkoholu etylowego ($d = 0,8\text{ g/cm}^3$) rozpuszczono 15 g estru zawierającego 10% zanieczyszczeń. Obliczyć stężenie procentowe estru.
- * **17.126.** 100 g mieszaniny tristearynianu i trioleinianu glicerolu reaguje z 42 g jodu. Ile procent masowych trioleinianu glicerolu zawiera mieszanina?
- * **17.127.** W reakcji hydrolizy tłuszczu (glicerydu) otrzymano 128 g kwasu palmitynowego i 71 g kwasu stearynowego. Ustalić wzór tłuszczu.
- 17.128.** Racemiczną mieszaninę kwasu 2-chloropropanowego poddano reakcji estryfikacji (–)2-metylobutan-1-olem. Narysować wzory otrzymanych produktów. Czy estry te są enancjomerami?
- * **17.129.** Ile gramów kwasu octowego i ile gramów etanolu należy użyć w celu otrzymania 10 g octanu etylu, jeżeli wydajność reakcji, przy mieszanii substratów w stosunku mol na mol, wynosi 60%? Co należy zrobić w celu zwiększenia wydajności?
- * **17.130.** Próbkę propanolu estryfikowano kwasem HNO_3 . Drugą taką samą próbkę poddano działaniu kwasu monokarboksylowego. Stwierdzono, że masa cząsteczkowa azotanu propylu jest o 9,48% mniejsza od masy cząsteczkowej drugiego estru. Zidentyfikować drugi kwas.
- * **17.131.** Mieszaninę, złożoną ze 180 g CH_3COOH i 230 g $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, poddano reakcji estryfikacji. W stanie równowagi było 220 g octanu etylu. Ile moli CH_3COOH i $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ zawierała mieszanina w stanie równowagi?
- ** **17.132.** Badając reakcję estryfikacji, stwierdzono, że w stanie równowagi chemicznej naczynie zawierało: 0,333 mola kwasu octowego, 0,333 mola etanolu, 0,666 mola octa-

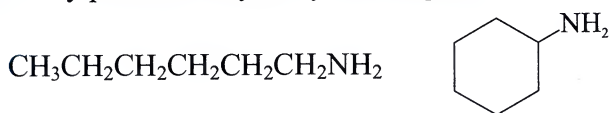
nu etylu i 0,666 mola wody. Ile octanu etylu otrzymamy, jeżeli wprowadzimy do naczynia jeszcze jeden mol etanolu, a układ ponownie osiągnie stan równowagi?

****17.133.** Estryfikacja mola propanolu i stechiometrycznej ilości kwasu propanowego daje mieszaninę równowagową, zawierającą 0,333 mola kwasu. Ile moli estru otrzyma się w przypadku użycia trzykrotnego nadmiaru propanolu w stosunku do kwasu propanowego?

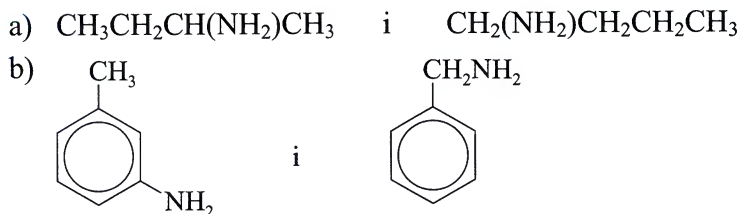
****17.134.** Po zmieszaniu 230 g etanolu z 180 g kwasu octowego i ustaleniu się równowagi wytworzyło się 220 g octanu etylu. Ile gramów octanu etylu powstanie po ustaleniu się równowagi, jeżeli zmiesza się 18,4 g etanolu z 18 g kwasu octowego?

17.5. Aminy. Związki nitrowe. Amidy

17.135. Czy podane związki są homologami?



17.136. Ustalić, jakimi izomerami są względem siebie związki w następujących parach:



Wskazówka: patrz aneks 19.

17.137. Zapisać schematy ciągu reakcji, za pomocą których można dokonać następujących przemian:

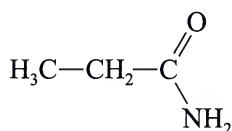
- a) etyloamina \rightarrow chlorowodorek etyloaminy
 b) benzen \rightarrow nitrobenzen \rightarrow anilina \rightarrow bromowodorek aniliny
 c) kwas octowy \rightarrow octan amonu $\xrightarrow{\text{ogrzewanie}}$ acetamid

17.138. W miejsce liter A, B, C, D wpisać uproszczone wzory grupowe odpowiednich substancji:

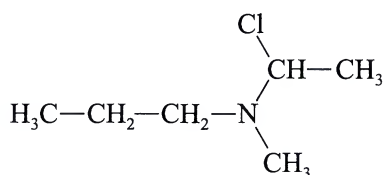
- a) benzen $\xrightarrow{\text{HNO}_3}$ A $\xrightarrow{[\text{H}]}$ B $\xrightarrow{\text{HCl}}$ C $\xrightarrow{\text{KOH}}$ D
 b) anilina $\xrightarrow{\text{HCl}}$ A $\xrightarrow{\text{NaOH}}$ B $\xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4}$ C
 * c) toluen $\xrightarrow{\text{HNO}_3}$ A (izomer *para*) $\xrightarrow[\text{światło}]{\text{Cl}_2}$ B $\xrightarrow{[\text{H}]}$ C

17.139. W którym z niżej podanych związków brak centrum chiralności?

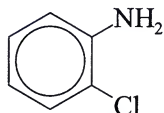
A.



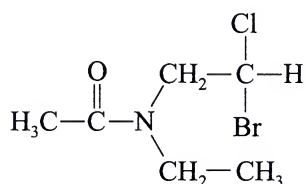
B.



C.



D.



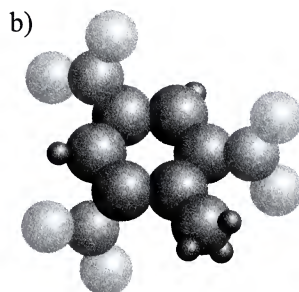
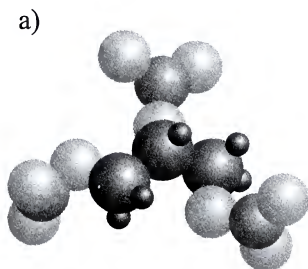
* **17.140.** W trzech słoikach znajdują się: chlorowodorek aniliny, benzoesan sodu, fenolan sodu. Jak je rozróżnić?

17.141. Zapisać schemat reakcji, która wyjaśnia, dlaczego wodny roztwór metyloaminy ma odczyn zasadowy.

17.142. Aminy alifatyczne można otrzymać w reakcji chlorowcopochodnych z amoniakiem. Zapisać schematy reakcji otrzymywania: a) etyloaminy, b) *n*-propyloaminy i izopropyloaminy.

17.143. Jak otrzymać mocznik z wapienia, metanu i powietrza? Zapisać równania reakcji.

17.144. Na rysunku a) przedstawiono model cząsteczki związku organicznego o wzorze sumarycznym $\text{C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9$. Podać wzór grupowy i nazwę tego związku.



17.145. Powyżej na rysunku b) przedstawiono model cząsteczki związku organicznego o wzorze sumarycznym $\text{C}_7\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_6$. Podać wzór grupowy i nazwę tego związku.

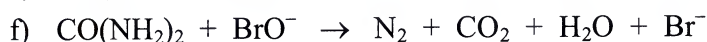
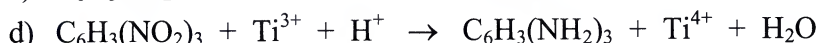
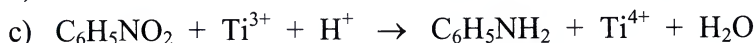
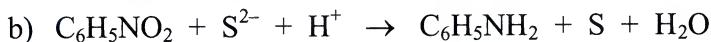
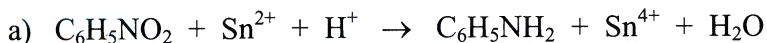
17.146. Do mieszaniny nitrobenzenu i kwasu solnego wrzucono cynk. Zapisać równanie zachodzącej reakcji redukcji nitrobenzenu.

17.147. Zapisać schematy ciągu kolejnych reakcji, które należy przeprowadzić, aby otrzymać *m*-dinitrobenzen, mając do dyspozycji acetylen i dowolne odczynniki nieorganiczne.

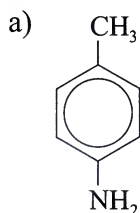
17.148. Czy tzw. nitrogliceryna jest nitrozwiazkiem? Odpowiedz uzasadnic wzorami grupowymi.

17.149. Azotan(III) etylu i nitroetan maja ten sam wzor sumaryczny $C_2H_5O_2N$. Narysowac ich wzory grupowe i wyjasnic roznice w budowie.

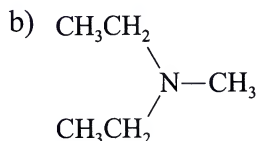
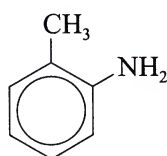
* **17.150.** Dobrac wspolczynniki stechiometryczne w nastepujacych rownaniach:



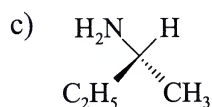
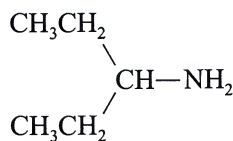
17.151. Ustalic, jakimi izomerami sa wzgledem siebie zwiazki w nastepujacych parach (patrz aneks 19.):



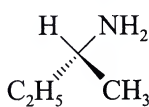
i



i



i



17.152. Jaka objemosc 0,1-molowego roztworu nitrobenzenu w benzynie mozna sporzadzic majac 10 g nitrobenzenu?

17.153. Ile moli *m*-dinitrobenzenu potrzeba do przygotowania 200 g 5-procentowego roztworu?

17.154. Obliczyc stężenie procentowe nasyconego, wodnego roztworu aniliny, jezeli jej rozpuszczalnosc wynosi 3,4 g (w temp. 293 K).

17.155. Do roztworu, zawierajacego 10 g aniliny, wprowadzono 3 dm³ chlorowodoru (warunki normalne). Jaki byl odczyn roztworu?

* **17.156.** Ze spalania 1,08 g aminy otrzymano 2,64 g ditlenku węgla i 0,72 g wody. Ustalic wzor sumaryczny aminy i liczbe izomerow, wiedzac, ze zawiera ona szescio-czlonowy pierścień aromatyczny.

* **17.157.** Ustalić wzór sumaryczny i zaproponować wzór grupowy związku zawierającego C, H, O, N, mając następujące dane:

- 1) gęstość pary związku w warunkach normalnych wynosi: $4,06 \text{ g/dm}^3$;
- 2) ze spalenia $0,325 \text{ g}$ tego związku otrzymano $0,314 \text{ g CO}_2$, $0,16 \text{ g H}_2\text{O}$ i 40 cm^3 azotu (warunki normalne).

Rozdział 18.

Wielofunkcyjne pochodne węglowodorów

18.1. Hydroksykwasy. Hydroksyaldehydy. Hydroksyketony

18.1. Podać wzory i nazwy systematyczne wszystkich możliwych hydroksykwasów o wzorze $C_4H_8O_3$. Zaznaczyć gwiazdką asymetryczne atomy węgla.

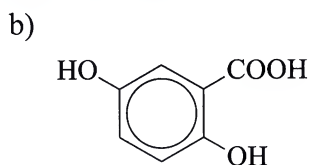
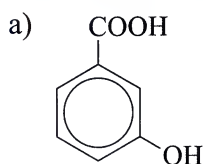
18.2. Podać wzory i nazwy systematyczne wszystkich możliwych hydroksyaldehydów i hydroksyketonów o wzorze $C_3H_6O_2$. Zaznaczyć gwiazdką asymetryczne atomy węgla.

* **18.3.** Podać wzory grupowe i nazwy wszystkich izomerów $C_3H_6O_2$.

18.4. Reakcja kwasu octowego z kwasem salicylowym daje ester, zwany tradycyjnie aspiryną lub kwasem acetylosalicylowym. Podać wzór aspiryny.

* **18.5.** Kwas salicylowy reaguje z wodnymi roztworami: 1) węglanu potasu, 2) mrówczanu sodu, 3) octanu wapnia. Kwas benzoesowy reaguje tylko z roztworem pierwszej i trzeciej soli. Wyjaśnić różnice i ułożyć równania zachodzących reakcji.

18.6. Podać nazwy systematyczne następujących związków:



18.7. Narysować wzory grupowe następujących hydroksykwasów: a) kwas 2-hydroksybutanowy, b) kwas 4-hydroksybutanowy, c) kwas 2,3-dihydroksybenzoesowy.

* **18.8.** Napisać schemat ciągu reakcji, w wyniku których etyn można przekształcić w hydroksyoctan propylu.

18.9. Ile par: 1) enancjomerycznych, 2) diastereoizomerycznych może wystąpić w zbiorze stereoizomerów o następującej konstytucji:

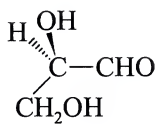
a) $CH_2(OH)-CH(OH)-CH(OH)-CHO$,

b) $CH_2(OH)-CH(OH)-CH(OH)-CH_2OH$,

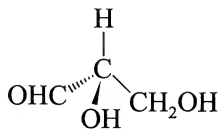
c) $CH_2(OH)-CH(OH)-CH(OH)-CH(OH)-CHO$.

18.10. Które wzory umieszczone w zadaniu 18.11 przedstawiają aldehyd D-glicerynowy, a które L-glicerynowy?

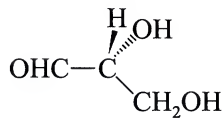
18.11. Ustalić, które cząsteczki przedstawione na następnej stronie stanowią pary cząsteczek enancjomerów aldehydu glicerynowego, a które są tą samą cząsteczką inaczej narysowaną. Rozpatrzyć wszystkie kombinacje, czyli pary A i B, A i C itd.



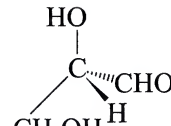
A



B



C



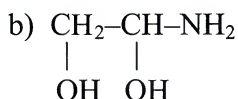
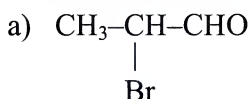
D

18.12. Przedstawić wzorem rzutowym Fischera każdą z czterech cząsteczek pokazanych powyżej.

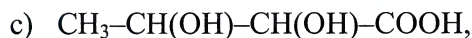
18.2. Aminokwasy. Peptydy. Białka

18.13. Narysować wzory grupowe i podać nazwy systematyczne wszystkich możliwych aminokwasów o wzorze: a) $\text{C}_3\text{H}_7\text{O}_2\text{N}$, b) $\text{C}_4\text{H}_9\text{O}_2\text{N}$. Zaznaczyć gwiazdką asymetryczny atom węgla.

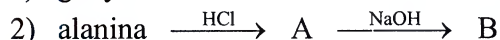
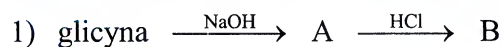
18.14. Narysować wzory stereochemiczne obu enancjomerów o następującej konstytucji (wzorach strukturalnych):



18.15. Podać liczbę stereoizomerów dla każdego z następujących związków:



18.16. W miejsce liter A i B wpisać wzory grupowe odpowiednich substancji:

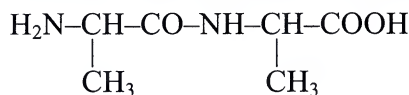


18.17. Ułożyć równania kwasowej i zasadowej dysocjacji alaniny.

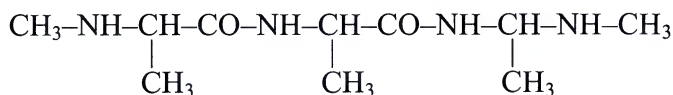
18.18. Ułożyć równania reakcji alaniny z kwasem solnym i wodorotlenkiem wapnia. Podać nazwy produktów.

18.19. Jak odróżnić chlorowodorek kwasu aminooctowego od aminooctanu sodu?

18.20. Jakie aminokwasy powstają podczas hydrolizy następującego związku:

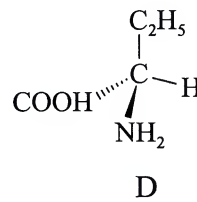
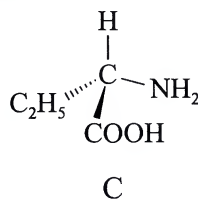
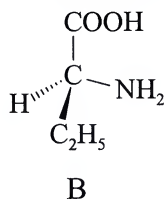
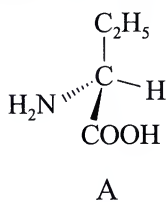


18.21. Ile wiązań peptydowych zawiera cząsteczka:



* **18.22.** Z glicyny i alaniny mogą powstać cztery dipeptydy, między innymi glicyloalania i alanyloglicyna. Narysować wzory grupowe wszystkich czterech dipeptydów.

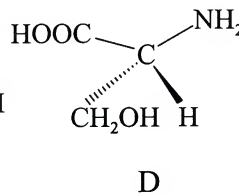
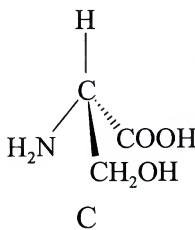
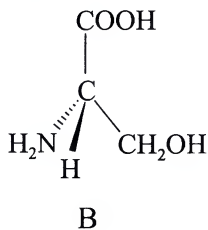
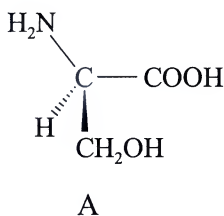
18.23. Ustalić, które z przedstawionych cząsteczek są cząsteczkami enancjomerów, a które tą samą cząsteczką, ale inaczej narysowaną.



18.24. W miarę wzrostu liczby atomów węgla w cząsteczkach homologicznych aminokwasów wzrasta ich masa cząsteczkowa. Czy wzrost ten jest proporcjonalny (liniowy)?

* **18.25.** Hydrolizując pewien peptyd o masie cząsteczkowej 188 u, otrzymano glicynę i leucynę. Czy można na podstawie tych danych określić budowę peptydu?

18.26. Niżej podano kilka wzorów stereochemicznych seryny. Które z nich przedstawiają L-serynę, a które D-serynę?



18.27. Hemoglobina, białko, za pomocą którego tlen jest przenoszony z płuc do tkanek ciała, zawiera 0,355% żelaza. Obliczyć masę cząsteczkową hemoglobiny, której cząsteczka zawiera jeden atom żelaza.

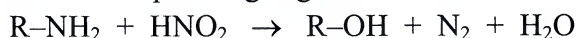
* **18.28.** Związek organiczny zawiera 48,6% węgla, 8,1% wodoru i 43,3% tlenu. W reakcji z chlorem daje on chloropochodną o masie cząsteczkowej większej o 34,5 u od substancji wyjściowej. Chloropochodna ta reaguje z amoniakiem, tworząc aminokwas. Podać nazwę tego aminokwasu.

* **18.29.** W kierunku której z elektrod będą się poruszały cząsteczki alaniny podczas elektrolizy roztworu: 1) silnie kwaśnego, 2) silnie zasadowego?

** **18.30.** W kierunku której z elektrod będą się poruszały jony alaniny podczas elektrolizy roztworu o pH = 7, jeżeli jej punkt izoelektryczny wynosi 6,0?

** **18.31.** 0,445 g α -aminokwasu, zawierającego asymetryczny atom węgla, wytwarza w reakcji z kwasem HNO_2 112 cm³ azotu (warunki normalne). Ustalić wzór grupowy aminokwasu.

Wskazówka: Wydzielanie azotu przebiega zgodnie z równaniem:



18.3. Cukry

18.32. Mamy trzy stałe substancje: białko, węglowodan i tłuszcz. Jak je rozróżnić?

18.33. Narysować pierścieniowy wzór fruktozy, w którym mostek tlenowy łączy atomy węgla 2 i 5, oraz pierścieniowy wzór glukozy z mostkiem tlenowym między C 1 i C 5.

18.34. W roślinach występuje węglowodan arabinoza o wzorze $C_5H_{10}O_5$. W reakcji z kwasem octowym tworzy tetraoctan. Wodny roztwór arabinozy reaguje z odczynnikiem Tollensa. Narysować wzór strukturalny arabinozy.

18.35. Ułożyć równania reakcji glukozy z: 1) odczynnikiem Tollensa, 2) odczynnikiem Trommera.

18.36. Ułożyć równanie reakcji otrzymywania pentaoctanu glukozy.

18.37. Jak odróżnić wodny roztwór glukozy od wodnego roztworu gliceryny?

18.38. Jak odróżnić:

- glukozę od sacharozy,
- laktozę od skrobi,
- sacharozę od maltozy?

18.39. Ułożyć równanie reakcji zachodzącej podczas ogrzewania sacharozy bez dostępu powietrza.

18.40. W dwóch probówkach umieszczono po 5 cm^3 roztworu wodnego sacharozy. Do pierwszej probówki dodano 1 cm^3 stężonego HCl. Po ogrzaniu do wrzenia, do obu probówek dodano roztworu NaOH (do odczynu zasadowego), a następnie roztworu CuSO_4 . W jednej z probówek wytrącił się osad czarny, a w drugiej pomarańczowy. Jakie substancje, i w których probówkach, stanowiły osady? Podać równania wszystkich reakcji.

18.41. W wyniku fermentacji glukozy otrzymano $9,2\text{ kg}$ alkoholu. Jaka ilość glukozy poddano fermentacji i jaka była objętość (w warunkach normalnych) wytworzonego ditlenku węgla?

18.42. Masa cząsteczkowa celulozy uzyskanej z lnu wynosi $5\,900\,000\text{ u}$. Ile reszt glikozydowych zawiera cząsteczka tej celulozy?

18.43. Czy 4 mole tlenu cząsteczkowego wystarczą do spalenia $0,8$ mola glukozy?

18.44. Jakie musi być stężenie procentowe roztworu glukozy, aby mol glukozy przypadł na 10 moli wody?

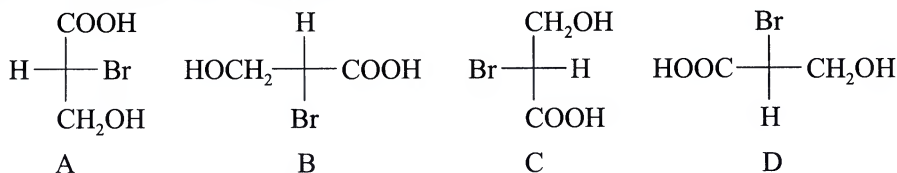
18.45. Ile moli fruktozy znajduje się w $0,5\text{ dm}^3$ roztworu, zawierającego $1,7\text{ kg}$ fruktozy w 10 dm^3 roztworu?

18.46. Ustalić wzór sumaryczny cukru o masie cząsteczkowej 180 u , zawierającego 40% węgla i $6,67\%$ wodoru.

* **18.47.** 10 dm³ roztworu glukozy poddano fermentacji alkoholowej i otrzymano 224 dm³ ditlenku węgla (warunki normalne). Obliczyć stężenie molowe roztworu glukozy.

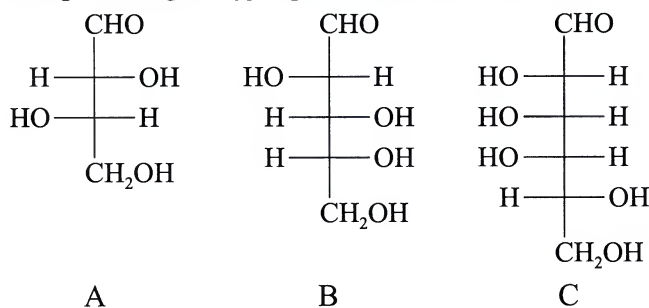
* **18.48.** Ile gramów sacharozy należy poddać hydrolizie, aby otrzymać 5 g fruktozy, przyjmując, że wydajność reakcji wynosi 80%?

18.49. Ustalić, które z cząsteczek, przedstawionych niżej wzorem rzutowym Fischera, stanowią parę cząsteczek enancjomerów, a które tę samą cząsteczkę inaczej narysowaną (rozpatrzeć wszystkie kombinacje):



18.50. Obliczyć liczbę stereoizomerycznych aldoheptoz. Ile par enancjomerycznych można wyodrębnić w takim zbiorze?

18.51. Niżej podano kilka wzorów rzutowych Fischera dla cukrów prostych. Które z nich należą do szeregu konfiguracyjnego D, a które do szeregu L?



18.52. Narysować wzór rzutowy Fischera dla enancjomeru naturalnej D-fruktozy.

18.53. Narysować wzór stereochemiczny enancjomeru β-fruktofuranozy.

* **18.54.** Skręcalność właściwa pewnej substancji wynosi 15°. Obliczyć skręcalność właściwą mieszaniny, zawierającej 40% enancjomeru lewoskrętnego i 60% enancjomeru prawoskrętnego.

* **18.55.** Uzupełnić tabelę (na następnej stronie), wpisując odpowiedni symbol określający relację między związkami w danym wierszu i danej kolumnie:

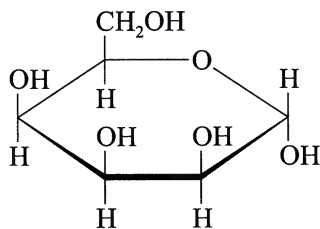
D – diastereoizomery,

E – enancjomery,

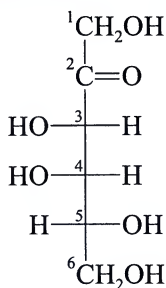
K – izomery konstytucyjne (strukturalne).

	D-glukoza w formie łańcuchowej	L-glukoza w formie łańcuchowej	α -D-glukopiranoza	β -D-glukopiranoza	D-galaktoza w formie łańcuchowej	α -D-galaktopiranoza	β -L-galaktopiranoza	D-fruktoza w formie łańcuchowej	L-fruktoza w formie łańcuchowej	α -D-fruktofuranaza	α -L-fruktofuranaza
D-glukoza w formie łańcuchowej	—		K		D						
L-glukoza w formie łańcuchowej	E	—		K		K		K		K	
α -D-glukopiranoza	K		—	D		D	D		K		K
β -D-glukopiranoza		K	D	—	K		D	K		K	K
D-galaktoza w formie łańcuchowej	D	D		K	—				K		K
α -D-galaktopiranoza	K			D	K	—	D			K	
β -L-galaktopiranoza		K					D	—	K	K	K
D-fruktoza w formie łańcuchowej	K		K		K		K	—		K	
L-fruktoza w formie łańcuchowej				K		K		E	—		K
α -D-fruktofuranaza		K					K	K		K	—
α -L-fruktofuranaza	K		K		K		K		K		—

- * 18.56. Na podstawie podanego wzoru Hawortha D-talozy zapisać: a) wzór formy łańcuchowej, która może z niej powstać, b) wzór anomery D-talozy.



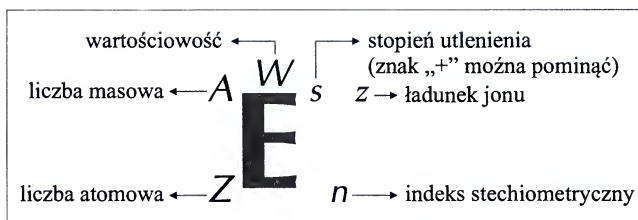
- * 18.57. Na podstawie podanego wzoru rzutowego D-tagatozy, narysować wzory Hawortha powstających z niej anomerycznych furanoz.



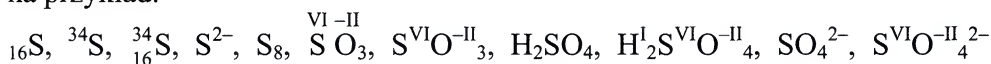
ANEKSY I TABELE

ANEKS 1. Zapisywanie symboli i wzorów chemicznych

Standardowy zapis informacji wokół symboli pierwiastków w stanie wolnym i w związkach:



W praktyce zapisuje się tylko te informacje, które chcemy przekazać adresatowi, na przykład:



ANEKS 2. Przedrostki do tworzenia dziesiętnych krotności (podwielokrotności i wielokrotności) jednostek układu SI

Podwielokrotności				Wielokrotności			
Nazwa mnożnika	Wartość mnożnika	Nazwa przedrostka	Symbol przedrostka	Nazwa mnożnika	Wartość mnożnika	Nazwa przedrostka	Symbol przedrostka
kwadrylionowa	10^{-24}	yocto	y	kwadrylion	10^{24}	yotta	Y
tryliardowa	10^{-21}	zepto	z	tryliard	10^{21}	zatta	Z
trylionowa	10^{-18}	atto	a	trylion	10^{18}	eksa	E
biliardowa	10^{-15}	femto	f	biliard	10^{15}	peta	P
bilionowa	10^{-12}	piko	p	bilion	10^{12}	tera	T
miliardowa	10^{-9}	nano	n	miliard	10^9	giga	G
milionowa	10^{-6}	mikro	μ	milion	10^6	mega	M
tysięczna	10^{-3}	mili	m	tysiąc	10^3	kilo	k
setna	10^{-2}	centy	c	sto	10^2	hekto	h
dziesiąta	10^{-1}	decy	d	dziesięć	10^1	deka	da

ANEKS 3. Zasady tworzenia jednostek krotnych (wtórnych) układu SI

W celu uniknięcia pisania wielozerowych liczb do określania wartości znacznie większych lub mniejszych od jednostki podstawowej układu SI (metr, sekunda, mol itp.) lub pochodnej (dżul, paskal, kulomb itp.) można stosować jednostki krotne (wtórne).

Tworzy się je przez dołączenie:

- nazwy przedrostka (np. kilo) do nazwy jednostki (np. metr) uzyskując nazwę jednostki krotnej: kilometr;
- symbolu przedrostka (np. k, czyt. kilo) do symbolu jednostki (np. m, czyt. metr) uzyskując symbol jednostki krotnej: km, czyt. kilometr.

Wyjątkiem od tej zasady jest jednostka masy układu SI, czyli kilogram (kg), która już w sobie zawiera przedrostek kilo (k). Nazwy jej jednostek krotnych uzyskuje się z przyłączenia nazwy przedrostka (np. mili) do wyrazu gram uzyskując nazwę miligram, i – odpowiednio – symbolu przedrostka m – mili do symbolu g – gram uzyskując symbol mg (czyt. miligram).

Nie używa się przedrostków podwójnych, np. cdmol („centydecymol”) lecz mmol (milimol). Jednostka z przedrostkiem podwójnym jest nielegalna w świetle norm obowiązujących w Polsce.

Jeżeli jednostka SI lub jednostka nie należąca do tego układu, ale dopuszczona do stosowania w Polsce*, nie ma własnej nazwy, lecz **stanowi iloraz dwóch jednostek**, na przykład dla prędkości m/s (metr na sekundę), dla stężenia molowego mol/m³ (mol na metr sześcienny) lub mol/L bądź mol/l (mol na liter), dla stężenia masowego kg/m³ (kilogram na metr sześcienny) lub kg/L bądź kg/l (kilogram na liter), to **jednostki krotne tworzy się przez dodanie przedrostka do całego ilorazu**, a więc do licznika, na przykład

$$m \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right) \equiv \frac{\text{mmol}}{\text{L}} \quad (\text{milimol na liter})$$

System ten nie pozwala na zastosowanie krotności tylko do mianownika, na przykład g/dL (gram na decylitr) i dlatego jednostki tak utworzone nie są legalne, aczkolwiek często stosowane.

ANEKS 4. Masa atomowa i cząsteczkowa

Masa atomowa jest to wyrażona w atomowych jednostkach masy (u) masa atomu pierwiastka monoizotopowego lub średnia ważona mas atomów pierwiastka poliiizotopowego w naturalnej (występującej w przyrodzie) mieszaninie izotopów. Masa cząsteczkowa jest wielkością analogiczną w odniesieniu do cząsteczek i stosowaną również do określania mas jednostek formalnych, jonów i innych drobin.

Zamiana atomowej jednostki masy na gramy (lub odwrotnie)

$$1 \text{ g} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ u}$$

czyli

$$1 \text{ u} = \frac{1}{6,02 \cdot 10^{23}} \text{ g} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

Masa atomowa $A_r(E)$ pierwiastka E jako średnia ważona mas atomowych ${}^1A, {}^2A \dots {}^kA$ jego izotopów, których procent poszczególnych atomów wynosi $p_1, p_2 \dots p_k$:

* Na mocy rozporządzenia Rady Ministrów oprócz jednostek SI można używać 53 inne jednostki lub ich synonimy, na przykład: dla ciśnienia – bar (symbol bar), dla masy – jednostka masy atomowej (u), dla czasu – minuta (min), godzina (h), doba (d), dla objętości – litr (jako synonim dm³ o symbolu L lub l), dla energii – elektronowolt (eV), dla stężenia molowego – mol na liter (mol/L lub mol/l), dla stężenia masowego – kilogram na liter (kg/L lub kg/l).

$$A_r(E) = \frac{{}^1A \cdot p_1 + {}^2A \cdot p_2 + \dots + {}^kA \cdot p_k}{100\%}$$

Masa cząsteczkowa substancji A_iB_j w funkcji mas atomowych:

$$M_r(A_iB_j) = A_r(A) \cdot i + A_r(B) \cdot j$$

ANEKS 5. Skład związku chemicznego

Dla związku chemicznego A_iB_j zachodzą następujące relacje:

$$\frac{p_A^m}{p_B^m} = \text{const. (prawo stałych stosunków masowych Prousta)}$$

$$p_A^m = \frac{A_r(A) \cdot i}{M_r(A_iB_j)} \cdot 100\% \quad \left(\begin{array}{l} \text{wzór do obliczania masowej zawartości procentowej } p_A^m \\ \text{składnika A} \end{array} \right)$$

$$\left. \begin{array}{l} \frac{A_r(A) \cdot i}{A_r(B) \cdot j} = \frac{p_A^m}{p_B^m} \\ M_r(A_iB_j) = A_r(A) \cdot i + A_r(B) \cdot j \end{array} \right\} \text{układ równań do ustalania wzorów sumarycznych} \\ (i, j \text{ stanowią niewiadome})$$

ANEKS 6. Liczność materii i jej wielkości pochodne

Liczność materii (zwana też ilością materii, ilością substancji, ilością chemiczną, a w potocznym języku chemików „liczbą moli”) należy, tak jak na przykład masa i długość, do grupy siedmiu tzw. **wielkości podstawowych** układu jednostek SI, czyli z założenia wielkości niedefiniowalnych. W przypadku tych wielkości można jedynie określić cechę ciała lub zjawiska, które dana wielkość określa ilościowo. Liczność materii jest miarą jej ziarnistości, czyli liczby drobin lub innych określonych obiektów mikroświata, które zawiera dana próbka (porcja) materii.

Jednostką liczności materii jest mol, a jej symbolem również mol. Według ścisłej definicji metrologicznej, zupełnie nieprzydatnej w obliczeniach, mol zawiera tyle drobin lub innych obiektów mikroświata (np. jednostek formalnych*, elektronów, fotonów) ile atomów znajduje się w 12 g węgla-12. Współczesne techniki pomiaru nie pozwalają na wyznaczenie liczby atomów z dokładnością do jednej sztuki w 12 g węgla-12, ale wiadomo, że liczba ta, zwana liczbą Avogadra** (symbol N_A) wynosi około $6,02 \cdot 10^{23}$. Można więc do celów typowych obliczeń chemicznych utożsamiać

* Jednostka formalna jest analogiem cząsteczki w przypadku substancji jonowych, stanowi elektroobojętny zespół jonów odpowiadający wzorowi sumarycznemu. Na przykład jednostką formalną chlorku wapnia CaCl_2 jest zespół trzech jonów: $\text{Ca}^{2+}(\text{Cl}^-)_2$

** Według najdokładniejszych współczesnych pomiarów:

$$N_A = 6,0221367 \cdot 10^{23} \quad (\pm 0,0221336)$$

W wielu wzorach fizykochemicznych spotyka się symbol N_A i nazwę **stała Avogadra**. Nie jest to synonim **liczby Avogadra**. Stała Avogadra nie jest liczbą bezwymiarową lecz wielkością mianowaną: $N_A \approx 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

mol z porcją materii zawierającą około $6,02 \cdot 10^{23}$ określonych obiektów mikroświata, najczęściej drobin (atomów, cząsteczek, jonów) lub innych jak jednostki formalne, elektrony itp.

Mol, jak każda porcja materii ma masę i objętość, nazywane w logiczny sposób: masą mola (wyrażaną najczęściej w gramach i oznaczaną symbolem m_M) i objętością mola (najczęściej dla ciał stałych i cieczy wyrażaną w centymetrach sześciennych, dla gazów w litrach i oznaczaną symbolem V_{mol}). Z prawa Avogadra wynika, że **mol każdego gazu zajmuje taką samą objętość, która w tzw. warunkach normalnych** (temperatura 0°C , ciśnienie 1013 hPa) wynosi **22,4 L**, a w warunkach standardowych (temperatura $298\text{ K} = 25^\circ\text{C}$, ciśnienie 1 bar = 1000 hPa) wynosi 24,8 L.

Masa mola wyrażona w gramach jest równa liczbowo masie atomowej lub cząsteczkowej.

Oprócz masy i objętości mola stosuje się w chemii dwie wielkości pochodne: **masę molową** (symbol M) i **objętość molową** (symbol V_M):

$$M = \frac{m_S}{n} \left[\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right] \quad V_M = \frac{V_S}{n} \left[\frac{\text{dm}^3}{\text{mol}} \right] \equiv \left[\frac{\text{L}}{\text{mol}} \right]$$

gdzie: m_S – masa substancji,
 V_S – objętość substancji,
 n – liczność materii („liczba moli”).

Zarówno masa molowa jak i objętość molowa są wielkościami wprowadzonymi ze względów formalnych, zmierzających do uzyskania zgodności wymiarowych w wielu wzorach fizykochemicznych. Na przykład masa mola wody wynosi 18 g, a masa molowa wody to 18 g/mol; objętość mola wodoru w warunkach normalnych wynosi 22,4 L, a objętość molowa wynosi 22,4 L/mol.

Z powyższych informacji wynikają kolejne zależności:

Liczba moli w próbce o masie m_S :

$$n = \frac{m_S}{M}$$

Objętość mola substancji (V_{mol}) i objętość molowa substancji (V_M) o gęstości d :

$$V_{mol} = \frac{m_M}{d} \quad V_M = \frac{M}{d}$$

Liczba drobin lub jednostek formalnych (k) w próbce o masie m_S :

$$k = n \cdot N_A, \text{ czyli } k = \frac{m_S}{M} \cdot N_A$$

gdzie N_A – stała Avogadra (wymiar: mol^{-1})

Średnia masa molowa mieszaniny (M_m) substancji A, B, ..., Z

a) w funkcji składu objętościowego:

$$M_m = \frac{d_A \cdot p_A^\circ + d_B \cdot p_B^\circ + \dots + d_Z \cdot p_Z^\circ}{\frac{d_A \cdot p_A^\circ}{M_A} + \frac{d_B \cdot p_B^\circ}{M_B} + \dots + \frac{d_Z \cdot p_Z^\circ}{M_Z}}$$

b) dla gazów w funkcji składu objętościowego (szczególny przypadek wzoru podanego w punkcie a):

$$M_m = \frac{M_A \cdot p_A^o + M_B \cdot p_B^o + \dots + M_Z \cdot p_Z^o}{100\%}$$

c) w funkcji składu masowego:

$$\frac{1}{M_m} = \frac{p_A^m}{M_A \cdot 100\%} + \frac{p_B^m}{M_B \cdot 100\%} + \dots + \frac{p_Z^m}{M_Z \cdot 100\%}$$

ANEKS 7. Skład mieszanin

(patrz też przykład 5.1 i aneks 8)

Skład mieszaniny określa się przez podanie zawartości jej składników. W literaturze spotyka się kilkaset sposobów określania zawartości składnika. W przypadku roztworów zawartość składnika jest nazywana stężeniem (aneks 8). Zawartość składnika jest najczęściej definiowana wzorem ogólnym:

$$z_S = \frac{I_S}{I_m} \text{ [MNOŻNIK]}$$

gdzie: z_S – **zawartość składnika** (niezależna od ilości mieszaniny I_m),

I_S – ilość składnika (w określonej ilości mieszaniny I_m),

I_m – ilość mieszaniny (zawierającej I_S składnika).

Zarówno I_S jak I_m mogą być tą samą wielkością fizyczną, najczęściej obie są masą, obie – objętością lub obie – licznością materii („liczbą moli”). I_S może być inną wielkością fizyczną niż I_m (sześć kombinacji zestawionych z masy, objętości i liczności materii).

Jeżeli [MNOŻNIK] jest stosunkiem jednostki I_S do jednostki I_m , to zawartość z_S ma określoną nazwę, np. stężenie masowe, stężenie molowe (patrz aneks 8).

Jeżeli [MNOŻNIK] jest iloczynem dwóch liczb: w oraz $1/w$ (a więc równy tożsamościowo jedności), to zawartość z_S jest nazywana – ogólnie – udziałem (masowym, jeżeli I_S i I_m są masami; objętościowym, jeżeli I_S i I_m są objętościami; molowym, jeżeli I_S i I_m są licznościami materii). Liczba $1/w$ jest nazywana **wskaźnikiem udziału**. W literaturze spotyka się kilka wskaźników udziału, każdy ma własną nazwę, symbol i – oczywiście – inną wartość (tabela A1). Najczęściej stosowanym wskaźnikiem udziału jest procent ($\% \equiv 0,01$), a wyrażona nim zawartość składnika jest nazywana: procentem (masowym lub objętościowym), zawartością procentową (masową lub objętościową), a w przypadku roztworów – stężeniem procentowym (masowym lub objętościowym) – patrz aneks 8. Przeliczanie wskaźników udziałów ułatwia tabela A2 (patrz też przykład 5.1).

Tabela A1. Wskaźniki udziału
Patrz też tabela 5.1.

Nazwa wskaźnika	Symbol wskaźnika	Wartość wskaźnika	[MNOŻNIK] ≡ 1
procent (części na sto)	%	10^{-2}	100%
promil (części na tysiąc)	‰	10^{-3}	1000‰
miliprocent (części na sto tysięcy)	m%	10^{-5}	10^5 m%
części na milion	ppm*	10^{-6}	10^6 ppm
mikroprocent (części na sto milionów)	μ%	10^{-8}	10^8 μ%
części na miliard	ppb**	10^{-9}	10^9 ppb
części na bilion	ppt***	10^{-12}	10^{12} ppt
części na biliard	ppqd****	10^{-15}	10^{15} ppqd

* symbol utworzony z nazwy angielskiej *parts per million*

** symbol utworzony z nazwy amerykańskiej *parts per billion*
(w USA liczba 10^9 to bilion, a w Anglii, jak w Polsce – miliard)

*** symbol utworzony z nazwy amerykańskiej *parts per trillion*
(w USA liczba 10^{12} to trylion, a w Anglii, jak w Polsce – bilion)

**** symbol utworzony z nazwy amerykańskiej *parts per quadrillion*
(w USA liczba 10^{15} to kwadrylion, a w Anglii, jak w Polsce – biliard)

Tabela A2. Przeliczanie wskaźników udziału

$$a = b \cdot \text{przelicznik}$$

Patrz przykład pod tabelą

a \ b	%	‰	m%	ppm	μ%	ppb	ppt	ppqd
%	1	10	10^3	10^4	10^6	10^7	10^{10}	10^{13}
‰	10^{-1}	1	10^2	10^3	10^5	10^6	10^9	10^{12}
m%	10^{-3}	10^{-2}	1	10	10^3	10^4	10^7	10^{10}
ppm	10^{-4}	10^{-3}	10^{-1}	1	10^2	10^3	10^6	10^9
μ%	10^{-6}	10^{-5}	10^{-3}	10^{-2}	1	10	10^4	10^7
ppb	10^{-7}	10^{-6}	10^{-4}	10^{-3}	10^{-1}	1	10^3	10^6
ppt	10^{-10}	10^{-9}	10^{-7}	10^{-6}	10^{-4}	10^{-3}	1	10^3
ppqd	10^{-13}	10^{-12}	10^{-10}	10^{-9}	10^{-7}	10^{-6}	10^{-3}	1

Przykład. Zawartość składnika wynosi 0,8‰. Ile to części na milion (ppm)?

$$0,8 \underbrace{\text{‰}}_a = 0,8 \cdot \underbrace{\text{ppm}}_b \cdot \underbrace{10^3}_{\text{przelicznik}} = 800 \text{ ppm}$$

Uwaga: inną metodę przeliczania (bez korzystania z powyższej tabeli) podano w przykładzie 5.2.

Procent masowy i objętościowy określają wzory:

$$p_k^m = \frac{m_k}{m_m} \cdot 100\% \quad p_k^o = \frac{V_k}{V_m} \cdot 100\%$$

indeks k dotyczy składnika numer k , indeks m – mieszaniny.

Przeliczanie procentu masowego na procent objętościowy (lub odwrotnie) dla dwuskładnikowej mieszaniny gazowej ułatwiają wzory:

$$p_1^o = \frac{p_1^m \cdot M_2 \cdot 100\%}{p_1^m \cdot M_2 + p_2^m \cdot M_1} \quad p_1^m = \frac{p_1^o \cdot M_1 \cdot 100\%}{p_1^o \cdot M_1 + p_2^o \cdot M_2}$$

Gdy [MNOŻNIK] zostanie pominięty, wówczas zawartości z_s są nazywane ułkami: masowym (u^m), objętościowym (u^o) lub molowym (u^{mol}). Suma ułków molowych (danego rodzaju) wszystkich składników mieszaniny k -składnikowej jest równa jedności:

$$u_k^m = \frac{m_k}{m_m} \quad u_k^o = \frac{V_k}{V_m} \quad u_k^{\text{mol}} = \frac{n_k}{n_m}$$

$$\sum u^m = 1 \quad \sum u^o = 1 \quad \sum u^{\text{mol}} = 1$$

Przeliczanie ułków ilościowych ułatwiają wzory podane w tabeli A3.

Tabela A3. Przeliczanie ułków ilościowych dla mieszanin dwuskładnikowych

	u^{mol}	u^m	u^o
u^{mol}	–	$u_1^{\text{mol}} = \frac{u_1^m \cdot M_2}{u_1^m \cdot M_2 + u_2^m \cdot M_1}$ $u_2^{\text{mol}} = 1 - u_1^{\text{mol}}$	$u_1^{\text{mol}} = \frac{u_1^o \cdot d_1 \cdot M_2}{u_1^o \cdot d_1 \cdot M_2 + u_2^o \cdot d_2 \cdot M_1}$ $u_2^{\text{mol}} = 1 - u_1^{\text{mol}}$
u^m	$u_1^m = \frac{u_1^{\text{mol}} \cdot M_1}{u_1^{\text{mol}} \cdot M_1 + u_2^{\text{mol}} \cdot M_2}$ $u_2^m = 1 - u_1^m$	–	$u_1^m = \frac{u_1^o \cdot d_1}{u_1^o \cdot d_1 + u_2^o \cdot d_2}$ $u_2^m = 1 - u_1^m$
u^o	$u_1^o = \frac{u_1^{\text{mol}} \cdot M_1 d_2}{u_1^{\text{mol}} \cdot M_1 d_2 + u_2^{\text{mol}} \cdot M_2 d_1}$ $u_2^o = 1 - u_1^o$	$u_1^o = \frac{u_1^m \cdot d_2}{u_1^m \cdot d_2 + u_2^m \cdot d_1}$ $u_2^o = 1 - u_1^o$	–

ANEKS 8. Stężenia roztworów

Definicje stężeń:

stężenie procentowe $c_p = \frac{m_s}{m_r} \cdot 100\% \quad [\%]$

stężenie molowe $c_m = \frac{n}{V_r} \quad \left[\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \right]$ wymiar najczęściej używany

stężenie masowe $\rho = \frac{m_s}{V_r} \quad \left[\frac{\text{g}}{\text{dm}^3} \right]$ lub inny wymiar

stężenie molalne $c_a = \frac{n}{m_a} \quad \left[\frac{\text{mol}}{\text{kg}} \right]$ wymiar najczęściej używany

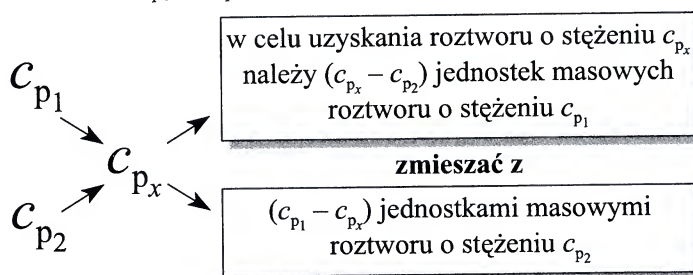
Przeliczanie stężeń ułatwia tabela A4

Tabela A4. Przeliczanie stężeń
(M – masa molowa substancji rozpuszczonej)

	c_p	c_m	ρ	c_a
c_p	–	$c_p = \frac{c_m \cdot M \cdot 100\%}{d_r}$	$c_p = \frac{\rho \cdot 100\%}{d_r}$	$c_p = \frac{c_a \cdot M \cdot 100\%}{1 + c_a \cdot M}$
c_m	$c_m = \frac{c_p \cdot d_r}{M \cdot 100\%}$	–	$c_m = \frac{\rho}{M}$	$c_m = \frac{c_a \cdot d_r}{1 + c_a \cdot M}$
ρ	$\rho = \frac{c_p \cdot d_r}{100\%}$	$\rho = c_m \cdot M$	–	$\rho = \frac{d_r}{\frac{1}{c_a \cdot M} + 1}$
c_a	$c_a = \frac{c_p}{100\%M - c_p M}$	$c_a = \frac{c_m}{d_r - M \cdot c_m}$	$c_a = \frac{\rho}{M \cdot (d_r - \rho)}$	–

Reguła mieszania roztworów o znanych stężeniach procentowych:

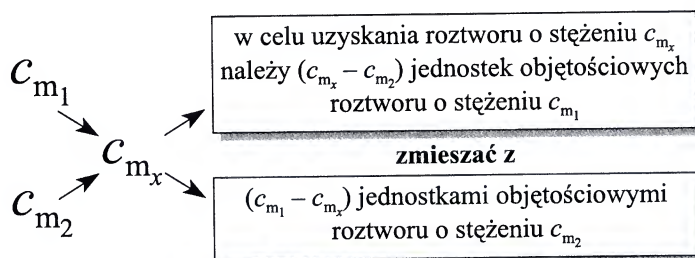
$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{c_{p_x} - c_{p_2}}{c_{p_1} - c_{p_x}} \quad \text{i jej interpretacja diagonalna}$$



przy spełnieniu nierówności $c_{p_2} < c_{p_x} < c_{p_1}$

Reguła mieszania roztworów o znanych stężeniach molowych:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{c_{m_x} - c_{m_2}}{c_{m_1} - c_{m_x}} \quad \text{i jej interpretacja diagonalna}$$



przy spełnieniu nierówności $c_{m_2} < c_{m_x} < c_{m_1}$ i pominięciu kontrakcji (czyli założeniu addytywności objętości).

ANEKS 9. Rozpuszczalność masowa

Rozpuszczalność substancji jest to stężenie jej roztworu nasyconego w określonej temperaturze, a dla substancji gazowej – również pod określonym ciśnieniem. W literaturze można spotkać kilkanaście sposobów określania rozpuszczalności. Najczęściej rozpuszczalność wyraża się liczbą gramów substancji rozpuszczonej w 100 g rozpuszczalnika (a nie roztworu!). Tak określona rozpuszczalność to **rozpuszczalność masowa**, zwana w praktyce **rozpuszczalnością**. Można ją ująć w postaci następujących zależności:

$$\frac{m_s}{m_a} = \frac{s}{100 \text{ g}} \Rightarrow s = \frac{m_s}{m_a} \cdot 100 \text{ g}$$

gdzie s – rozpuszczalność.

Za pomocą rozpuszczalności masowej (s) charakteryzuje się rozpuszczalność substancji stosunkowo dobrze rozpuszczalnych (powyżej około 1g/100 g wody). W przypadku substancji określonych jako trudno rozpuszczalne wykorzystuje się **rozpuszczalność molową** (S) – patrz aneks 10.

ANEKS 10. Iloczyn rozpuszczalności. Rozpuszczalność molowa

Iloczyn rozpuszczalności (K_s) jest to iloczyn **stężeń molowych** (symbol S lub $[E^{\pm}]$) jonów soli trudno rozpuszczalnej w roztworze nasyconym (znajdującym się w równowadze z jej fazą stałą) w wykładnikach potęgowych ich współczynników stechiometrycznych (n , m) określających liczbę moli jonów danego znaku powstających z jednego mola fazy stałej.

Dla soli A_nB_m dysocjującej całkowicie według równania



iloczyn rozpuszczalności wynosi:

$$K_s = [A^{i+}]^n \cdot [B^{j-}]^m$$

Iloczyn rozpuszczalności jest w rzeczywistości stałą równowagi chemicznej (patrz prawo działania mas) między substancją w roztworze i jej osadem, ale z pominięciem członu stężenia osadu $[A_nB_m]_{(s)}$ jako wartości niezmiennej (patrz przykład 9.8).

Iloczyny rozpuszczalności soli trudno rozpuszczalnych mają wartości z przedziału $10^{-5} \div 10^{-50}$, zatem są często podawane w postaci wykładnika (**kologarytmu** pK_s):

$$pK_s = -\log K_s$$

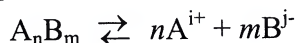
Na podstawie znanego iloczynu rozpuszczalności, podawanego w tablicach lub obliczonego z odpowiednich danych, można obliczyć **rozpuszczalność molową** (S), która jest równa liczbie moli substancji rozpuszczonej w 1 litrze nasyconego roztworu, a ściślej – jest stosunkiem liczności materii („liczby moli”) substancji rozpuszczonej (n) do objętości nasyconego roztworu (V_r):

$$S = \frac{n}{V_r} \left[\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right]$$

a więc po prostu stężeniem molowym nasyconego roztworu w określonej temperaturze.

W przypadku substancji jonowej A_nB_m , będącej mocnym elektrolitem, określenie „mol substancji rozpuszczonej” należy rozumieć jako mol jednostek formalnych $(A^{i+})_n$ $(B^{j-})_m$, które przeszły z fazy stałej do roztworu. Rozpuszczalność molowa takiej substancji jest równa liczbie moli jednostek formalnych w jednym litrze nasyconego roztworu.

Zależność między rozpuszczalnością molową (S) i iloczynem rozpuszczalności (K_s) można uogólnić. Dla równowagi:



zachodzą relacje:

$$K_s = [A^{i+}]^n [B^{j-}]^m; \quad [A^{i+}] = nS; \quad [B^{j-}] = mS$$

$$K_s = (nS)^n \cdot (mS)^m \Leftrightarrow K_s = n^n m^m S^{(n+m)}$$

Patrz też uwagi po przykładzie 9.8 i zadanie 9.208.

ANEKS 11. Prawa gazowe

Równanie Clapeyrona: $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$

Równanie stanu gazu: $\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2}$

Gęstość gazu A względem gazu B (d_B^w):

$$d_B^w = \frac{d_A}{d_B} = \frac{M_A}{M_B} \quad (\text{wielkość bezwymiarowa})$$

Relacja ta pozwala na obliczenie masy molowej gazu przy znanej gęstości np. względem wodoru (d_H^w) lub względem powietrza (d_p^w):

$$M = 2 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot d_H^w$$

$$M = 29 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot d_p^w \quad \left(29 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{ to średnia masa molowa powietrza } \right)$$

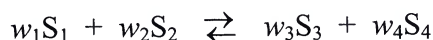
Redukcja objętości gazu do warunków normalnych

$$V_0 = k \cdot V$$

gdzie: V_0 – objętość w warunkach normalnych, k – współczynnik odczytany z tablicy lub nomogramu, podanych na końcu *Zbioru*.

ANEKS 12. Reakcje chemiczne

Dla przemiany:



zachodzą relacje:

- (1) $\sum m_{\text{substraty}} = \sum m_{\text{produkty}}$ (prawo zachowania masy)
 (2) Zasada stechiometrii: znana ilość jednego reagenta określa ilości wszystkich pozostałych (patrz przykład 4.3).

$$(3) \frac{[S_3]^{w_3} \cdot [S_4]^{w_4}}{[S_1]^{w_1} \cdot [S_2]^{w_2}} = K \left[\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \right]^{\Delta n_{\text{gaz}}} \quad (\text{prawo działania mas})$$

gdzie $\Delta n_{\text{gaz.}} = \sum n_{\text{gazowych produktów}} - \sum n_{\text{gazowych substratów}}$

- (4) $n_0 + n_p = n_r$ (bilans materiałowy dla każdego składnika)

gdzie: n_0 – początkowa liczba moli,

n_p – liczba moli, która przereagowała (ujemna dla substratów),

n_r – równowagowa liczba moli.

- (5) Jeżeli przemiana stanowi reakcję wymiany podwójnej i ma przebiegać w roztworze, to należy zmieszać takie objętości roztworów $V_r(S_1)$ substancji S_1 i $V_r(S_2)$ substancji S_2 o stężeniach molowych $c_m(S_1)$ i $c_m(S_2)$, odpowiednio, aby spełnione było równanie:

$$\frac{V_r(S_1) \cdot c_m(S_1)}{V_r(S_2) \cdot c_m(S_2)} = \frac{w_1}{w_2}$$

ANEKS 13. Dysocjacja jonowa. pH roztworu. Kwasy i zasady Brønsteda

Dla procesu:



zachodzą relacje:

$$(1) \alpha = \frac{N_z}{N_w} \cdot 100\% = \frac{n_z}{n_w} \cdot 100\% \quad (\text{mnożnik } 100\% \text{ można pominąć})$$

$$(2) \frac{[A^{z_1+}]^i \cdot [B^{z_2-}]^j}{[A_i B_j]} = K \quad (\text{prawo działania mas dla procesu dysocjacji})$$

$$(3) K = \frac{c_m \cdot \alpha^2}{1 - \alpha} \quad (\text{prawo rozcieńczeń Ostwalda})$$

stąd

$$\alpha = \frac{-K + \sqrt{K^2 + 4 K \cdot c_m}}{2 c_m}$$

Jeżeli $\alpha < 0,05$ (mniejsze od 5%), czyli $\frac{c_m}{K} \geq 400$, to:

$$(4) K = c_m \cdot \alpha^2, \quad \alpha = \sqrt{\frac{K}{c_m}} \quad (\text{prawo rozcieńczeń Ostwalda dla roztworów o niewielkim rozcieńczeniu})$$

Dla roztworów wodnych:

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

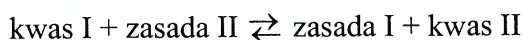
$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

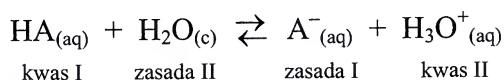
$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Zgodnie z teorią Brønsteda w roztworach wodnych kwasem jest drobina zdolna do odszczepienia hydronu (dawniej protonu), natomiast drobina zasady po przyłączeniu hydronu staje się kwasem.

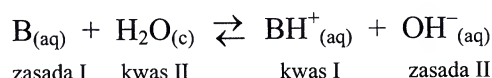
W reakcji kwasowo-zasadowej dwie pary sprzężonych kwasów i zasad konkurują ze sobą o hydron zgodnie ze schematem:



Równania dysocjacji kwasów HA (A od ang. *acid* – kwas) i zasad HB (B od ang. *base* – zasada) oraz wyrażenia na stałe równowagi zgodnie z koncepcją Brønsteda zapisuje się w następujący sposób:



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$



$$K_b = \frac{[\text{BH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}]}$$

Odporodnie stałe K_a oraz K_b nazywa się stałymi **kwasowości** i **zasadowości**. W zależności od mocy elektrolitu ich wartości zmieniają się w przedziale $10^2 \div 10^{-15}$, zatem dogodniej jest posługiwać się wartością ich ujemnego logarytmu dziesiętnego ($\text{p}K$) nazywanego **wykładnikiem stałej kwasowości (zasadowości)**:

$$\text{p}K_a = -\log K_a \quad \text{oraz} \quad \text{p}K_b = -\log K_b$$

Zarówno w równaniu określającym stałą K_a , jak i w równaniu określającym stałą K_b , pominięto – zgodnie z systemem powszechnie przyjętym – człon $[\text{H}_2\text{O}]$, z uwagi na jego stałą wartość 55,5.

Stała K_b jest miarą tendencji zasady do przyłączenia jonu H^+ , zwanej mocą zasady. Im wyższa wartość stałej K_b , tym mocniejsza jest zasada – łatwiej przyłącza hydron niż zasada o niższej wartości stałej K_b .

Iloczyn stałej dysocjacji kwasowej i stałej dysocjacji zasadowej jest równy iloczynowi jonowemu wody ($K_w = 1 \cdot 10^{-14}$) pod warunkiem, że obie stałe dotyczą sprzężonej pary kwas-zasada:

$$K_a \cdot K_b = 10^{-14}$$

$$\text{p}K_a + \text{p}K_b = 14$$

ANEKS 14. Ogniwa

Obliczenie siły elektromotorycznej SEM ogniwa, zgodnie z konwencją sztokholmską, z potencjałów elektrodowych E^e elektrody prawej E_P^e i elektrody lewej E_L^e :

$$SEM = E_P^e - E_L^e$$

Wzór Nernsta dla półogniw pierwszego lub drugiego rodzaju (dla półogniw gazowych dotyczy ciśnienia normalnego):

$$E^e = E^o \pm \left[\frac{RT}{zF} \ln c_m \right]$$

gdzie: E^e – potencjał elektrodowy, E^o – potencjał standardowy, plus przed nawiasem dla półogniw odwracalnych względem kationu o stężeniu c_m , minus dla półogniw odwracalnych względem anionu o stężeniu c_m . Dla $T = 293 \text{ K}$ (25°C) wzór przybiera postać:

$$E^e = E^o \pm \left[\frac{0,059 \text{ V}}{z} \log c_m \right]$$

Wzór Nernsta dla półogniw redoks, których równanie opisujące równowagę zostało zapisane w postaci:



gdzie: Ox – utleniacz (deelektronator), Red – reduktor (elektronator), X, Y, ... inne drobin, w – współczynniki stechiometryczne

$$E^e = E^o \pm \left[\frac{0,059 \text{ V}}{z} \log \frac{[\text{Ox}]^{w_1} \cdot [\text{X}]^{w_2} \dots}{[\text{Red}]^{w_3} \cdot [\text{Y}]^{w_4} \dots} \right]$$

z pominięciem stężenia wody dla roztworów wodnych.

ANEKS 15. Elektroliza

$$m_e = k \cdot I \cdot t$$

(**pierwsze prawo Faradaya**, k – równoważnik elektrochemiczny)

$$\frac{m_M}{z \cdot k} = F \quad \text{lub} \quad \frac{M}{z \cdot k} = F$$

(**drugie prawo Faradaya**, interpretacja z – patrz przykład 11.2)

$$m_e = \frac{m_M}{z \cdot F} \cdot I \cdot t \quad \text{lub} \quad m_e = \frac{M}{z \cdot F} \cdot I \cdot t$$

(**połączone prawa Faradaya** zwane **równaniem elektrolizy**)

Uwaga: Jeżeli w któryms z powyższych równań występuje masa mola (m_M) to stałą Faradaya wyraża się w kulombach ($F = 96\,500 \text{ C}$). Gdy w równaniu występuje masa mola (M), wówczas stałą Faradaya wyraża się w kulombach na mol ($F = 96\,500 \text{ C/mol}$). Ta godna ubolewania dwoistość jest powszechnie spotykana w literaturze.

Potencjały wydzielania P^w w funkcji potencjałów elektrodowych E^e i nad napięć η :

$$P_K^w = E_K^e - \eta_K, \quad P_A^w = E_A^e - \eta_A$$

indeks K dotyczy kationu, indeks A – anionu.

Napięcie rozkładowe elektrolizy U_r :

$$U_r = SEM + \eta, \quad \text{gdzie } \eta = \eta_K + \eta_A$$

ANEKS 16. Wzory elektronowe. Budowa przestrzenna drobin

Dla drobin EA_nH_m stanowiącej cząsteczkę lub jon z jednym atomem centralnym E otoczonym ligandami A i (lub) H, gdzie:

E i A – atomy pierwiastków grup głównych,

H – atomy wodoru,

A – atomy jednakowe lub różne (ale nie grupy atomów),

np.	CO ₂	$n = 2$	$m = 0$
	CH ₄	$n = 0$	$m = 4$
	COH ₂	$n = 1$	$m = 2$
	SO ₂ Cl ₂	$n = 4$	$m = 0$

zachodzą następujące relacje:

$$L_\sigma = n + m$$

$$L_{wpE} = \frac{1}{2} L_{wal} - 4n - m$$

$$L_p = L_{wpE} + n + m = L_{wpE} + L_\sigma$$

$$L_{\pi D} = 4 - L_{wpE} - L_\sigma$$

gdzie: L_σ – liczba wiązań σ łączących atom centralny z ligandami,

L_{wpE} – liczba wolnych par elektronowych atomu centralnego E,

L_{wal} – liczba elektronów walencyjnych w drobinie, czyli suma elektronów walencyjnych atomów E, A, H, powiększona (dla anionu) lub zmniejszona (dla kationu) o liczbę ładunków jonu, np.:

$$\text{XeF}_4 \quad L_{wal} = 8 + 7 \cdot 4 = 36$$

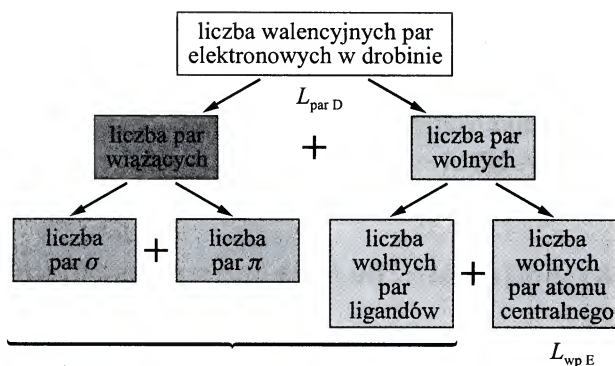
$$\text{NO}_3^- \quad L_{wal} = 5 + 6 \cdot 3 + 1 = 24$$

$$\text{NH}_4^+ \quad L_{wal} = 5 + 1 \cdot 4 - 1 = 8$$

L_p – liczba przestrzenna, czyli suma liczby ligandów i liczby wolnych par elektronowych atomu centralnego,

$L_{\pi D}$ – liczba wiązań π w drobinie (dotyczy tylko pierwiastka E należącego do 14, 15, 16, 17 lub 18 grupy głównej; ewentualna wartość ujemna oznacza brak wiązań π).

Powyższe zależności uzasadnia schemat przedstawiony na rys. A.1.



łącznie po 4 pary tego typu na każdy ligand A (reguła oktetu) lub jedna para σ dla wodoru. W drobinie, zawierającej n ligandów A oraz m atomów wodoru, łączna liczba tych trzech rodzajów par elektronowych wynosi $4n + m$

bilans ogólny $L_{\text{par D}} = 4n + m + L_{\text{wp E}}$

ponieważ $L_{\text{par D}} = \frac{1}{2} L_{\text{wal}}$

zatem $L_{\text{wp E}} = \frac{1}{2} L_{\text{wal}} - 4n - m$




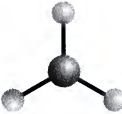
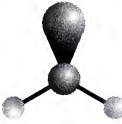

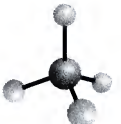
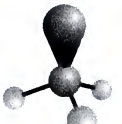
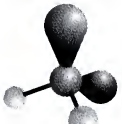


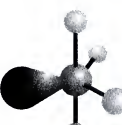

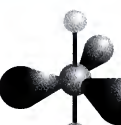







Rys. A.1. Bilans elektronów walencyjnych w drobinie EA_nH_m i uzasadnienie wzoru do obliczania liczby wolnych par elektronowych atomu centralnego $L_{\text{wp E}}$

Atom centralny – atom otoczony atomami lub grupami atomów i nie mający odpowiednika strukturalnego.

Ligand – atom lub grupa atomów połączona bezpośrednio z atomem centralnym.

W celu określenia budowy przestrzennej drobinie, utworzonej z atomów pierwiastków grup głównych, należy obliczyć liczbę przestrzenną (L_p), która określa jedną z siedmiu możliwych symetrii kierunków orbitalnych (orientacji przestrzennej osi – „chmur elektronowych”) zestawionych w tabeli A5. Na tych kierunkach należy umieścić, w pierwszej kolejności, wolne pary elektronowe (jeżeli jest ich kilka, to w możliwie najdalszej odległości od siebie). Pozostałe kierunki zajmą pary σ łączące atom centralny z ligandami. Taka kolejność wynika z relacji wzajemnego odpychania się par elektronowych: najsilniej odpychają się dwie wolne pary elektronowe, słabiej odpycha się wolna para z parą σ , a najsłabsze odpychanie występuje między dwiema parami σ .

Tabela A5. Struktury przestrzenne drobin

L_p	Symetria kierunków orbitalnych	Przykłady drobin (w nawiasie podano budowę przestrzenną)			
		$L_{wpE} = 0$	$L_{wpE} = 1$	$L_{wpE} = 2$	$L_{wpE} = 3$
2	 liniowa (digonalna)	 BeCl ₂ (liniowa)			
3	 trygonalna	 BCl ₃ (trójkąt równoboczny)	 NO ₂ ⁻ (trójkąt równoramienny)		
4	 tetraedryczna	 CH ₄ (tetraedr)	 NH ₃ (piramida trygonalna)	 H ₂ O (trójkąt równoramienny)	
5	 bipiramidy trygonalnej	 PCl ₅ (piramida trygonalna)	 SF ₄ (zdeformowany tetraedr)	 ClF ₃ (deltoid wypukły)	 ICl ₂ ⁻ (linowa)
6	 bipiramidy tetragonalnej (oktaedryczna)	 SF ₆ (piramida tetragonalna)	 IF ₅ (piramida tetragonalna)	 XeF ₄ (kwadrat)	
7	 bipiramidy pentagonalnej	 IF ₇ (bipiramida pentagonalna)	 SeBr ₆ ²⁻ (zdeformowana bipiramida pentagonalna)		

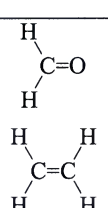
 ligand  wolna para elektronowa

ANEKS 17. Symbole hybrydyzacji

Oprócz terminów „orientacja digonalna, orientacja trygonalna” itd. stosuje się wciąż, zwłaszcza w chemii organicznej, anachroniczną symbolikę opisaną niżej, zaczerpniętą z zarzuconej już metody przewidywania budowy przestrzennej drobiny, polegającej na przekształcaniach atomów w drobinę wielojądrową, a nie jak w metodzie VSEPR „konstruowaniu” drobiny wielojądrowej z jąder i elektronów. Stara metoda składała się z trzech etapów, z których drugi, czysto matematyczny, był nazywany hybrydyzacją orbitali atomowych (czyli funkcji falowych). Pamiątką po tej metodzie pozostała symbolika opisana niżej w postaci algorytmu przypominającego przepis z książki kucharskiej.

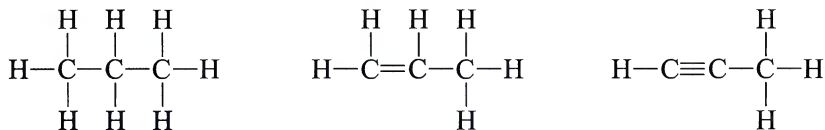
Symbol hybrydyzacji (sp , sp^2 , ...) ma postać ciągu tych samych liter, które stosuje się do oznaczania podpowłok (s , p , d), uzupełnionych prawym górnym indeksem. Indeksu 1 nie pisze się. Suma indeksów musi być równa liczbie przestrzennej L_p . Zapis symbolu hybrydyzacji zaczyna się od s (zawsze z niepisanim indeksem 1), potem dopisuje się kolejno człony p (maksymalnie do p^3), na końcu d , aż suma indeksów osiągnie wartość równą liczbie przestrzennej L_p . Na przykład dla $L_p = 6$ otrzymamy symbol sp^3d^2 ($1 + 3 + 2 = 6$). W literaturze spotyka się też kolejność d^2sp^3 , ale obliczenia indeksów należy prowadzić w kolejności $s p d$. Typowe przykłady podano w tabeli A6 (patrz też zadanie 7.78).

Tabela A6. Nazwy i symbole orientacji przestrzennej linii prostych łączących atom centralny z ligandami

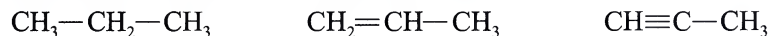
Drobina	L_p	Nazwa orientacji	Symbol hybrydyzacji
O=C=O H-C≡N H-C≡C-H	2	digonalna	sp
	3	trygonalna	sp^2
CH ₄ CH ₃ -CH ₃ NH ₃ H ₂ O	4	tetraedryczna	sp^3
PCl ₅	5	pentagonalna	sp^3d lub dsp^3
SF ₆	6	heksagonalna	sp^3d^2 lub d^2sp^3
IF ₇	7	heptagonalna	sp^3d^3 lub d^3sp^3

ANEKS 18. Sposoby rysowania wzorów związków organicznych

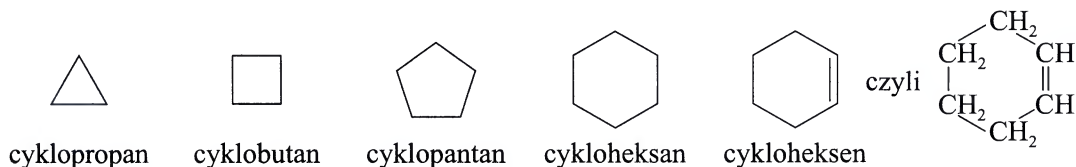
Wzory konstytucyjne (dawniej strukturalne), na przykład:



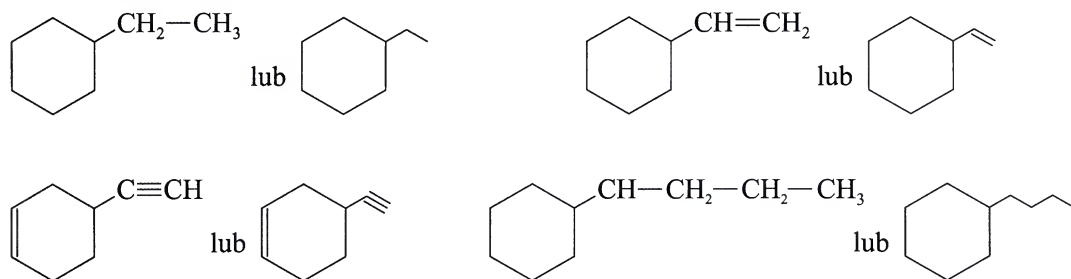
Wzory grupowe (półstrukturalne). Grupa jest fragmentem wzoru konstytucyjnego zapisanym tak, jak wzór sumaryczny, na przykład:



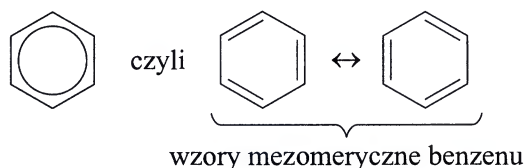
Wzory umowne to wzory, w których pierścienie rysuje się w postaci wielokątów foremnych o liczbie wierzchołków odpowiadającej liczbie atomów węgla w cząsteczce. W takim wzorze każdy wierzchołek wielokąta oznacza atom węgla z taką liczbą atomów wodoru, aby spełniony był warunek czterowartościowości węgla, na przykład:

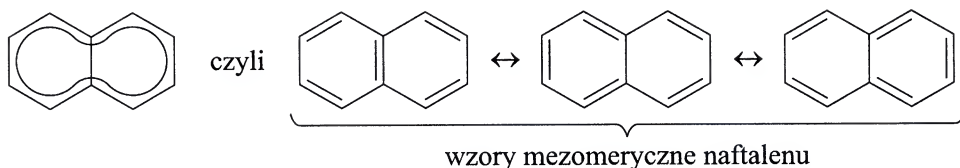


Łańcuchy boczne można zapisywać w postaci grup lub łamanych kresek, w których miejsce łączenia ma takie znaczenie, jak wierzchołek wielokąta, na przykład:



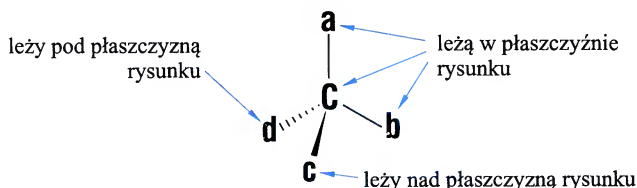
Delokalizację sześciu elektronów w pierścieniu aromatycznym zaznacza się kółkiem wewnątrz pierścienia, a delokalizację większej liczby elektronów linią falistą, na przykład:



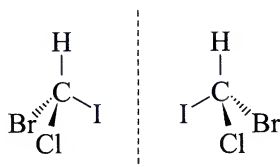


Wzory stereochemiczne określają budowę przestrzenną (trójwymiarową) cząsteczki. W literaturze spotyka się wiele sposobów rysowania tych wzorów na płaszczyźnie. Dla cząsteczek zawierających chiralny atom węgla (zwany też asymetrycznym) wprowadzono następującą konwencję:

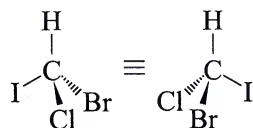
- wiązania leżące w umownej płaszczyźnie rysunku rysuje się linią ciągłą normalnej grubości: —
- wiązania skierowane umownie pod płaszczyznę rysunku rysuje się linią przerywaną: lub -----
- wiązania skierowane ponad płaszczyznę rysunku rysuje się linią pogrubioną lub klinem, którego ostrze skierowane jest w stronę płaszczyzny rysunku: **▬** lub **▴**.



Zgodnie z powyższą konwencją wzory enancjomerów bromochlorojodometanu należy napisać następująco:

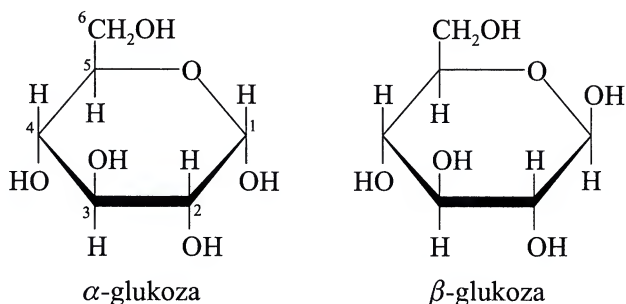


Istnieje oczywiście wiele możliwości poprawnego napisania wzoru danego enancjomeru, zależnie od tego, z której strony patrzymy na jego cząsteczkę. Na przykład tożsame są wzory:

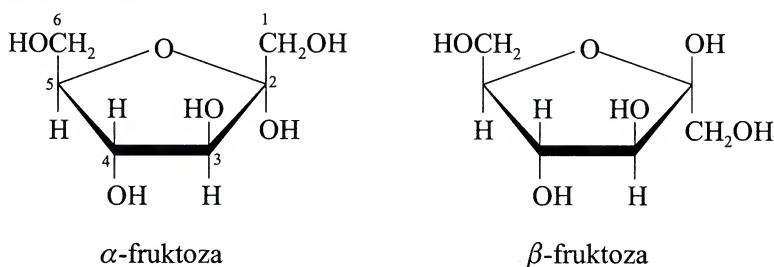


Do zapisywania uproszczonych wzorów stereochemicznych cukrów stosuje się specjalną konwencję. Przyjmuje się, że pierścień leży w płaszczyźnie prostopadłej do płaszczyzny rysunku, a jego część znajdująca się na dole (zaznaczona na ogół linią pogrubioną) znajduje się bliżej obserwatora. Wzory zapisane w ten sposób noszą nazwę

wzorów **Hawortha**, od nazwiska uczonego, który je wprowadził do użytku, na przykład:



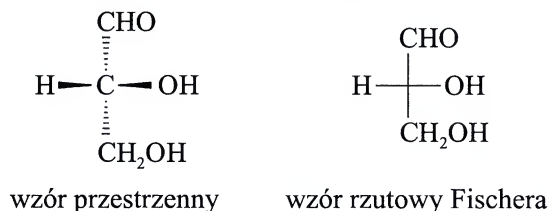
Podobnie rysuje się pierścienie pięciocłonowe:



Ani pokazane glukozy, ani fruktozy nie są enanjomierami, lecz **diastereoizomerami** (patrz aneks 19.) zwanymi w tym szczególnym przypadku **anomerami**.

W roztworach wodnych pierścienie cukrów otwierają się na bardzo krótki czas, tworząc formę łańcuchową, zawierającą grupę aldehydową (glukoza), lub ketonową (fruktoza). Form łańcuchowych nie da się wyodrębnić z roztworu w postaci trwałej substancji chemicznej. Jednak ich wzory, zwane **projekcją Fischera** (lub **wzorem rzutowym Fischera**), są przydatne w rozważaniach stechiometrycznych.

Projekcja Fischera (tabela A7 lub patrz rys. niżej) przedstawia trójwymiarowy model cząsteczki chiralnej w postaci rzutu prostopadłego na płaszczyznę o następującym ustawieniu względem modelu: ¹ chiralne atomy węgla umieszcza się w płaszczyźnie rzutowania; ² wiązania chiralnych atomów węgla z sąsiednimi atomami łańcucha węglowego znajdują się za płaszczyzną rzutowania (pod jednakowymi z nią kątami); ³ bardziej utleniona część łańcucha znajduje się u góry; ⁴ dwa pozostałe atomy lub grupy związane z chiralnym atomem węgla znajdują się przed płaszczyzną rzutowania (a ich wiązania pod jednakowymi kątami od płaszczyzny):



Na rysunku perspektywnym w tabeli atomy węgla leżą w płaszczyźnie rysunku, atomy H i grupy OH – w płaszczyznach prostopadłych do rysunku i równoległych do siebie.

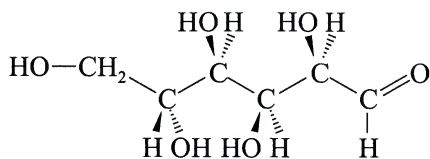
Tabela A7. Konfiguracje typowych heksoz

Nazwa	Projekcja Fischera (identyczna dla odmian α i β)	Uproszczona projekcja Fischera	Rysunek perspektywny
glukoza	$ \begin{array}{c} {}^1\text{CHO} \\ \\ \text{H}-{}^2\text{C}^*-\text{OH} \\ \\ \text{HO}-{}^3\text{C}^*-\text{H} \\ \\ \text{H}-{}^4\text{C}^*-\text{OH} \\ \\ \text{H}-{}^5\text{C}^*-\text{OH} \\ \\ {}^6\text{CH}_2\text{OH} \end{array} $	$ \begin{array}{c} \text{CHO} \\ \\ \\ \\ \text{CH}_2\text{OH} \end{array} $	
galaktoza	$ \begin{array}{c} {}^1\text{CHO} \\ \\ \text{H}-{}^2\text{C}^*-\text{OH} \\ \\ \text{HO}-{}^3\text{C}^*-\text{H} \\ \\ \text{HO}-{}^4\text{C}^*-\text{H} \\ \\ \text{H}-{}^5\text{C}^*-\text{OH} \\ \\ {}^6\text{CH}_2\text{OH} \end{array} $	$ \begin{array}{c} \text{CHO} \\ \\ \\ \\ \text{CH}_2\text{OH} \end{array} $	
fruktoza	$ \begin{array}{c} {}^1\text{CH}_2\text{OH} \\ \\ {}^2\text{C}=\text{O} \\ \\ \text{HO}-{}^3\text{C}^*-\text{H} \\ \\ \text{H}-{}^4\text{C}^*-\text{OH} \\ \\ \text{H}-{}^5\text{C}^*-\text{OH} \\ \\ {}^6\text{CH}_2\text{OH} \end{array} $	$ \begin{array}{c} \text{CH}_2\text{OH} \\ \\ \text{C}=\text{O} \\ \\ \\ \text{CH}_2\text{OH} \end{array} $	

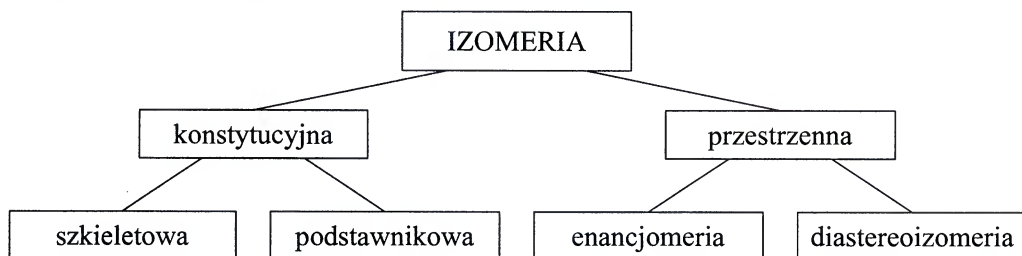
- a – stanowisko obserwatora podczas odtwarzania konfiguracji przy C-2
- b – stanowisko obserwatora podczas odtwarzania konfiguracji przy C-3
- c – stanowisko obserwatora podczas odtwarzania konfiguracji przy C-4
- d – stanowisko obserwatora podczas odtwarzania konfiguracji przy C-5

Budując model cząsteczki cukru na podstawie wzoru rzutowego Fischera należy zestawić cały szkielet węglowy z grupą CHO, uchwycić węgiel C-2 i zorientować jego wolne wiązania tak, aby patrząc na nie tak, jak na rysunku, jedno z tych wiązań było zwrócone w lewą stronę, drugie w prawą, a ich przedłużenia zostały skierowane ku obserwatorowi. Do lewego wiązania należy zamontować model podstawnika narysowanego z lewej strony wzoru rzutowego Fischera, do prawego wiązania – model odpowiadający podstawnikowi po prawej stronie wzoru rzutowego. Analogicznie wprowadza się modele podstawników do kolejnych węgli.

W literaturze spotyka się tzw. wzory perspektywiczne rysowane poziomo, np. dla glukozy:



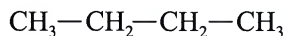
ANEKS 19. Rodzaje izomerii



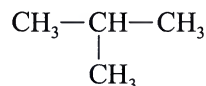
Izomeria konstytucyjna (dawniej *strukturalna*) polega na występowaniu związków o określonej kolejności i sposobie powiązania atomów (sposób oznacza krotność wiązania).

Przykłady:

kolejność

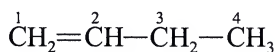


butan

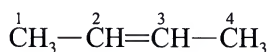


izobutan

sposób



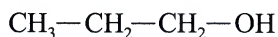
but-1-en



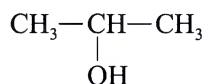
but-2-en

Izomery szkieletowe – związki o różnym szkielecie węglowym. Szkielet węglowy to układ połączonych atomów węgla bez innych pierwiastków. Szkielet węglowy może mieć kształt: łańcucha prostego, łańcucha z rozgałęzieniami, pierścienia, połączonych pierścieni lub pierścienia z rozgałęzieniami. Wiązania między atomami węgla mogą być pojedyncze lub wielokrotne.

Izomery podstawnikowe – związki różniące się położeniem grupy funkcyjnej (charakterystycznej), np.:



propan-1-ol

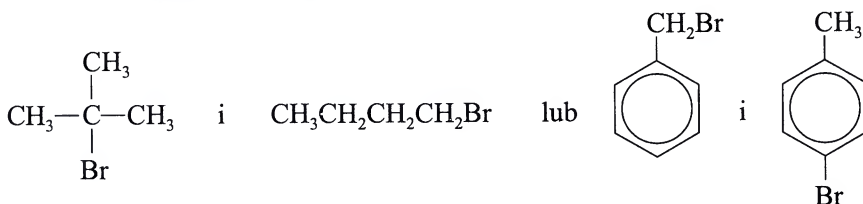


propan-2-ol

Szczególne przypadki – izomeria: *orto*-, *meta*-, *para*-, metameria (izomeria grup funkcyjnych), np. aldehydy-ketony, alkohole-etry, ketony-enole.

Uwaga

Istnieją izomery będące równocześnie izomerami szkieletowymi i podstawnikowymi. Można je określić terminem izomery konstytucyjne, np.:



Izomery przestrzenne (*stereoizomery*) – izomery o identycznej konstytucji, ale różnym rozmieszczeniu atomów w przestrzeni (różnej **konfiguracji**).

Enancjomery (dawniej *izomery optyczne*) – izomery, których cząsteczki są nieidentyczne z własnym odbiciem w płaskim zwierciadle. Patrz przykłady w aneksie 18. Dowolny przedmiot, w tym cząsteczka, może mieć tylko jedno odbicie lustrzane. Dlatego enancjomery to niepowtarzalna para izomerów. Każdy izomer o takiej samej konstytucji jak para enancjomerów jest ich diastereoizomerem. Enancjomer może mieć wiele diastereoizomerów, tym więcej, im więcej centrów chiralności (**centrów stereogeniczności** – wg. aktualnych zaleceń) znajduje się w jego cząsteczce.

Diastereoizomery – izomery przestrzenne, które nie są enancjomerami. Przykłady szczególne: izomery *cis-trans*, anomery, forma *mezo*- w stosunku do jej izomerów chiralnych.

TABELE UZUPEŁNIAJĄCE

Tabela A8. Skład izotopowy najważniejszych pierwiastków

Z	A	%	Z	A	%	Z	A	%	Z	A	%
1	¹ H	99,9853	18	³⁶ Ar	0,337		⁷¹ Ga	39,84		¹¹⁷ Sn	7,57
	D	0,0147		³⁸ Ar	0,063	32	⁷⁰ Ge	20,55		¹¹⁸ Sn	24,01
2	³ He	1,3 · 10 ⁻⁴		⁴⁰ Ar	99,600		⁷² Ge	27,37		¹¹⁹ Sn	8,58
	⁴ He	99,9999	19	³⁹ K	93,08		⁷³ Ge	7,67		¹²⁰ Sn	32,97
3	⁶ Li	7,52		⁴⁰ K	0,0119		⁷⁴ Ge	36,74		¹²² Sn	4,71
	⁷ Li	92,48		⁴¹ K	6,91		⁷⁶ Ge	7,67		¹²⁴ Sn	5,98
4	⁹ Be	100	20	⁴⁰ Ca	96,97	33	⁷⁵ As	100	51	¹²¹ Sb	57,25
5	¹⁰ B	18,83		⁴² Ca	0,64	34	⁷⁴ Se	0,87		¹²³ Sb	42,75
	¹¹ B	81,17		⁴³ Ca	0,142		⁷⁶ Se	9,02	55	¹³³ Cs	100
6	¹² C	98,892		⁴⁴ Ca	2,06		⁷⁷ Se	7,58	56	¹³⁰ Ba	0,101
	¹³ C	1,108		⁴⁶ Ca	0,0033		⁷⁸ Se	23,52		¹³² Ba	0,097
7	¹⁴ N	99,635		⁴⁸ Ca	0,185		⁸⁰ Se	49,82		¹³⁴ Ba	2,42
	¹⁵ N	0,365	24	⁵⁰ Cr	4,31		⁸² Se	9,19		¹³⁵ Ba	6,59
8	¹⁶ O	99,7575		⁵² Cr	83,76	35	⁷⁹ Br	50,52		¹³⁶ Ba	7,81
	¹⁷ O	0,0392		⁵³ Cr	9,55		⁸¹ Br	49,48		¹³⁷ Ba	11,32
	¹⁸ O	0,2033		⁵⁴ Cr	2,38	37	⁸⁵ Rb	72,15		¹³⁸ Ba	71,66
9	¹⁹ F	100	25	⁵⁵ Mn	100		⁸⁷ Rb	27,85	78	¹⁹⁰ Pt	0,012
10	²⁰ Ne	90,92	26	⁵⁴ Fe	5,84	38	⁸⁴ Sr	0,56		¹⁹² Pt	0,78
	²¹ Ne	0,257		⁵⁶ Fe	91,68		⁸⁶ Sr	9,86		¹⁹⁴ Pt	32,8
	²² Ne	8,82		⁵⁷ Fe	2,17		⁸⁷ Sr	7,02		¹⁹⁵ Pt	33,7
11	²³ Na	100		⁵⁸ Fe	0,31		⁸⁸ Sr	82,56		¹⁹⁶ Pt	25,4
12	²⁴ Mg	78,60	27	⁵⁹ Co	100	47	¹⁰⁷ Ag	51,35		¹⁹⁸ Pt	7,32
	²⁵ Mg	10,11	28	⁵⁸ Ni	67,77		¹⁰⁹ Ag	48,65	79	¹⁹⁷ Au	100
	²⁶ Mg	11,29		⁶⁰ Ni	26,16	48	¹⁰⁶ Cd	1,215	80	¹⁹⁶ Hg	0,146
13	²⁷ Al	100		⁶¹ Ni	1,25		¹⁰⁸ Cd	0,875		¹⁹⁸ Hg	10,02
14	²⁸ Si	92,27		⁶² Ni	3,66		¹¹⁰ Cd	12,39		¹⁹⁹ Hg	16,84
	²⁹ Si	4,68		⁶⁴ Ni	1,16		¹¹¹ Cd	12,75		²⁰⁰ Hg	23,13
	³⁰ Si	3,05	29	⁶³ Cu	68,94		¹¹² Cd	24,07		²⁰¹ Hg	13,22
15	³¹ P	100		⁶⁵ Cu	31,06		¹¹³ Cd	12,26		²⁰² Hg	29,80
16	³² S	95,018	30	⁶⁴ Zn	48,89		¹¹⁴ Cd	28,86		²⁰⁴ Hg	6,85
	³³ S	0,75		⁶⁵ Zn	27,81		¹¹⁶ Cd	7,58	82	²⁰⁴ Pb	1,48
	³⁴ S	4,215		⁶⁷ Zn	4,07	50	¹¹² Sn	0,95		²⁰⁶ Pb	23,6
	³⁶ S	0,017		⁶⁸ Zn	18,61		¹¹⁴ Sn	0,65		²⁰⁷ Pb	22,6
17	³⁵ Cl	75,4		⁷⁰ Zn	0,62		¹¹⁵ Sn	0,34		²⁰⁸ Pb	52,3
	³⁷ Cl	24,6	31	⁶⁹ Ga	60,16		¹¹⁶ Sn	14,24			

Tabela A9. Rozpuszczalność soli i wodorotlenków w wodzie w temperaturze 291–298 K

Anion \ Kation	Na ⁺	K ⁺	NH ₄ ⁺	Mg ²⁺	Ca ²⁺	Sr ²⁺	Ba ²⁺	Ag ⁺	Cu ²⁺	Zn ²⁺	Al ³⁺	Mn ²⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Pb ²⁺	Hg ²⁺	Sn ²⁺	Sn ⁴⁺
OH ⁻	r	r	r	s	s	s	s	n	n	n	n	n	n	n	n	s	n	n	n
F ⁻	s	r	r	s	s	s	s	r	o	s	s	s	s	s	s	s	s	r	r
Cl ⁻	r	r	r	r	r	r	r	n	r	r	r	r	s	r	r	s	s	r	r
Br ⁻	r	r	r	r	r	r	r	n	r	r	r	r	s	r	r	s	s	r	r
I ⁻	r	r	r	r	r	r	r	n	o	r	o	o	o	s	o	s	n	s	r
S ²⁻	r	r	r	o	o	o	o	n	n	n	o	n	o	n	n	n	n	n	n
SO ₃ ²⁻	r	r	r	s	s	s	s	s	-	s	o	s	o	s	o	s	s	o	o
SO ₄ ²⁻	r	r	r	r	s	s	n	s	r	r	r	r	r	r	o	n	o	r	r
NO ₂ ⁻	r	r	r	r	r	r	r	r	r	r	r	r	r	r	r	r	r	o	r
ClO ₃ ⁻	r	r	r	r	r	r	r	r	r	-	-	-	-	-	-	r	-	-	-
PO ₄ ³⁻	r	r	r	s	n	n	n	n	s	s	s	s	s	s	s	n	n	o	r
CO ₃ ²⁻	r	r	r	s	s	n	n	n	s	s	o	s	o	s	o	n	o	o	o
HCO ₃ ⁻	s	r	r	s	s	s	o	o	o	o	o	s	o	s	o	o	o	-	-
SiO ₃ ²⁻	r	r	o	n	n	o	n	n	n	n	n	n	n	n	n	n	o	o	o
CrO ₄ ²⁻	r	r	r	r	s	s	n	n	s	s	o	s	o	o	s	n	n	o	o
BO ₃ ³⁻	r	r	r	n	s	-	-	n	-	-	-	-	-	-	-	n	-	n	o
CH ₃ COO ⁻	r	r	r	r	r	r	r	r	r	r	r	r	r	r	r	r	r	r	r

Objaśnienia: r – substancja dobrze rozpuszczalna

s – substancja słabo rozpuszczalna (wytrąca się w formie osadu tylko ze stężonego roztworu)

n – substancja praktycznie nierozpuszczalna (wytrąca się w formie osadu z rozcieńczonego roztworu)

o – substancja w roztworze wodnym nie istnieje

Tabela A10. Wartości energii niektórych wiązań kowalencyjnych [kJ/mol]

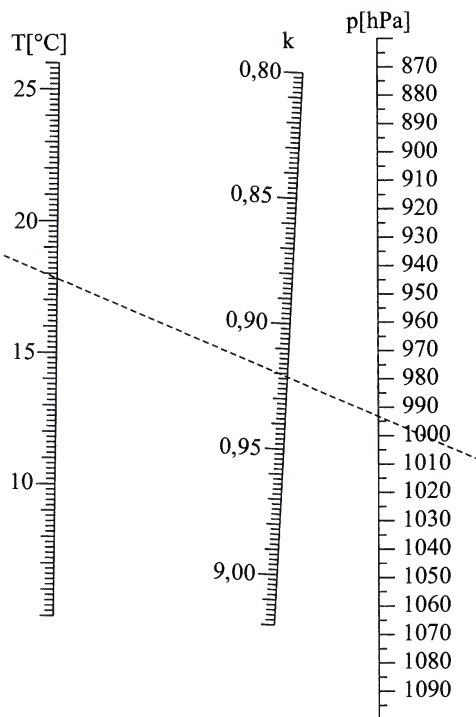
Wiązanie	Energia	Wiązanie	Energia	Wiązanie	Energia
H-H	436	C≡C	838	N≡N	947
H-C	415	C-N	306	N-O	210
H-N	390	C=N	616	N=O	631
H-O	465	C≡N	892	O-O	147
H-F	566	C-O	360	O=O	499
H-P	323	C=O	742	P-P	201
H-S	348	C-S	272	P≡P	490
H-Cl	432	C=S	536	Cl-Cl	243
H-Br	365	C-Cl	339	Br-Br	193
C-C	348	N-N	163	I-I	151
C=C	612	N=N	419		

Tabela A11. Gęstości wodnych roztworów wodorotlenków, kwasów i alkoholu etylowego w temperaturze 291 K [g/cm³]

[%]	KOH	NaOH	NH ₃	HCl	HNO ₃	H ₂ SO ₄	Alkohol etylowy
0	0,999	0,999	0,999	0,999	0,999	0,999	0,999
5	1,045	1,000	0,978	1,024	1,027	1,032	0,989
10	1,091	1,098	0,958	1,048	1,056	1,067	0,982
15	1,139	1,165	0,941	1,073	1,086	1,103	0,976
20	1,188	1,220	0,924	1,099	1,116	1,141	0,970
25	1,238	1,275	0,908	1,125	1,151	1,180	0,963
30	1,290	1,329	0,893	1,151	1,185	1,220	0,955
35	1,344	1,381	0,880	1,176	1,217	1,261	0,946
40	1,399	1,431		1,199	1,250	1,304	0,937
45	1,45	1,479			1,283	1,349	0,926
50	1,51	1,527			1,314	1,397	0,916
55	1,57				1,344	1,447	0,904
60					1,372	1,500	0,893
65					1,397	1,555	0,881
70					1,418	1,612	0,869
75					1,438	1,671	0,857
80					1,457	1,729	0,845
85					1,473	1,781	0,833
90					1,489	1,817	0,820
95					1,50	1,836	0,806
100					1,52	1,843	0,791

Tabela A12. Redukcja objętości gazu do warunków normalnych $V_0 = k \cdot V$

T [K]	289	290	291	292	293	294	295	296	297	298	T [K]
t [°C]	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	t [°C]
p [hPa]	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	p [mmHg]
980	0,914	0,911	0,907	0,904	0,901	0,898	0,895	0,892	0,889	0,886	735
982	0,916	0,912	0,909	0,906	0,903	0,900	0,897	0,894	0,891	0,888	737
984	0,918	0,914	0,911	0,908	0,905	0,902	0,899	0,896	0,893	0,890	738
986	0,919	0,916	0,913	0,910	0,907	0,904	0,901	0,898	0,895	0,892	740
988	0,921	0,918	0,915	0,912	0,909	0,906	0,902	0,899	0,896	0,893	741
990	0,923	0,920	0,917	0,914	0,910	0,907	0,904	0,901	0,898	0,895	743
992	0,925	0,922	0,919	0,916	0,912	0,909	0,906	0,903	0,900	0,897	744
994	0,927	0,924	0,920	0,917	0,914	0,911	0,908	0,905	0,902	0,899	746
996	0,929	0,926	0,922	0,919	0,916	0,913	0,910	0,907	0,904	0,901	747
998	0,931	0,927	0,924	0,921	0,918	0,915	0,912	0,908	0,906	0,902	749
1000	0,932	0,929	0,926	0,923	0,920	0,916	0,913	0,910	0,907	0,904	750
1002	0,934	0,931	0,928	0,925	0,922	0,918	0,915	0,912	0,909	0,906	752
1004	0,936	0,933	0,930	0,926	0,923	0,920	0,917	0,914	0,911	0,908	753
1006	0,938	0,935	0,932	0,928	0,925	0,922	0,919	0,916	0,913	0,910	755
1008	0,940	0,937	0,934	0,930	0,927	0,924	0,921	0,918	0,915	0,912	756
1010	0,942	0,938	0,935	0,932	0,929	0,926	0,923	0,920	0,916	0,913	758
1012	0,944	0,940	0,937	0,934	0,930	0,927	0,924	0,921	0,918	0,915	759
1013	0,945	0,941	0,938	0,935	0,932	0,928	0,925	0,922	0,919	0,916	760
1014	0,946	0,942	0,939	0,936	0,933	0,929	0,926	0,923	0,920	0,917	761
1016	0,947	0,944	0,941	0,938	0,934	0,931	0,928	0,925	0,922	0,919	762
1018	0,949	0,946	0,943	0,940	0,936	0,933	0,930	0,927	0,924	0,920	764
1020	0,951	0,948	0,945	0,941	0,938	0,935	0,932	0,929	0,926	0,922	765



Nomogram do sprowadzania objętości gazu do warunków normalnych

W celu odczytania wartości współczynnika k , występującego we wzorze $V_0 = k \cdot V$, przykładą się lewy koniec linijki do lewej skali nomogramu w punkcie odpowiadającym temperaturze [np.: $17,8^\circ\text{C} = (17,8 + 273,2) \text{ K}$], a prawy koniec linijki do skali prawej w punkcie odpowiadającym ciśnieniu (np. 993 hPa). Na środkowej skali odczytuje się wartość k (0,920 dla rozpatrywanego przykładu).

Tabela A13. Stałe dysocjacji, stopnie dysocjacji, pH roztworu

Związek	Stała dysocjacji	Stężenie [mol/dm ³]	Stopnie dysocjacji [%]				pH
			α_1	α_2	α_3	α_4	
NH ₃	$K = 1,8 \cdot 10^{-5}$	10	0,13	–	–	–	12,1
		1	0,42	–	–	–	11,6
		0,1	1,3	–	–	–	11,1
		0,01	4,15	–	–	–	10,6
H ₂ S	$K_1 = 6 \cdot 10^{-8}$ $K_2 = 10^{-14}$	0,1	0,077	0,001	–	–	4,1
		0,01	0,24	0,002	–	–	4,6
		0,001	0,77	0,004	–	–	5,1
H ₂ SO ₃	$K_1 = 1,6 \cdot 10^{-2}$ $K_2 = 6,3 \cdot 10^{-8}$	0,1	32,8	0,14	–	–	1,5
		0,01	70	0,3	–	–	2,2
		0,001	94	0,8	–	–	3,0

cd.

Związek	Stała dysocjacji	Stężenie [mol/dm ³]	Stopnie dysocjacji [%]				pH
			α_1	α_2	α_3	α_4	
H ₂ SO ₄	$K_1 = 1 \cdot 10^3$ $K_2 = 1,2 \cdot 10^{-2}$	10	99	3,4	–	–	– 1,0
		1	99,9	10	–	–	0
		0,1	100	29	–	–	0,9
		0,01	100	65	–	–	1,8
H ₂ S ₂ O ₃	$K_1 = 2,2 \cdot 10^{-1}$ $K_2 = 2,8 \cdot 10^{-2}$	0,1	75	45	–	–	1
		0,01	96	79	–	–	1,8
		0,001	99,5	96,7	–	–	2,7
HNO ₂	$K = 2 \cdot 10^{-4}$	0,1	4,4	–	–	–	2,4
		0,01	13,2	–	–	–	2,9
		0,001	35,8	–	–	–	3,4
H ₃ PO ₄	$K_1 = 7,5 \cdot 10^{-3}$ $K_2 = 6,3 \cdot 10^{-8}$ $K_3 = 1,3 \cdot 10^{-12}$	10	2,7	0,048	0,01	–	0,6
		1	8,3	0,087	0,013	–	1,1
		0,1	23,9	0,16	0,018	–	1,6
		0,01	57	0,33	0,026	–	2,2
H ₄ P ₂ O ₇	$K_1 = 1,4 \cdot 10^{-1}$ $K_2 = 3,2 \cdot 10^{-2}$ $K_3 = 1,7 \cdot 10^{-6}$ $K_4 = 6 \cdot 10^{-9}$	1	31,1	17,3	0,45	0,4	0,4
		0,1	67,5	49,1	0,71	0,5	1
		0,01	93,7	81	1,5	0,7	1,8
H ₄ P ₂ O ₆	$K_1 = 6,4 \cdot 10^{-3}$ $K_2 = 1,5 \cdot 10^{-3}$ $K_3 = 5,4 \cdot 10^{-8}$ $K_4 = 9,4 \cdot 10^{-11}$	0,1	22,3	22,8	0,33	0,24	1,6
		0,01	54,2	40,6	0,49	0,29	2,1
		0,001	87,9	70,7	0,93	0,40	2,8
H ₃ BO ₃	$K_1 = 5,8 \cdot 10^{-10}$ $K_2 = 1,8 \cdot 10^{-13}$ $K_3 = 1,6 \cdot 10^{-14}$	0,5	0,0034	0,010	0,30	–	4,8
		0,1	0,0076	0,015	0,37	–	5,1
		0,01	0,024	0,027	0,49	–	5,6
		0,001	0,076	0,048	0,65	–	6,1
		0,0001	0,24	0,086	0,87	–	6,6
HF	$K = 6,3 \cdot 10^{-4}$	10	0,79	–	–	–	1,1
		5	1,12	–	–	–	1,2
		1	2,48	–	–	–	1,6
		0,1	7,63	–	–	–	2,1
HClO	$K = 5 \cdot 10^{-8}$	0,1	0,07	–	–	–	4,2
		0,01	0,22	–	–	–	4,6
		0,001	0,7	–	–	–	5,2
HBrO	$K = 2 \cdot 10^{-9}$	0,1	0,01	–	–	–	4,8
		0,01	0,05	–	–	–	5,4
		0,001	0,14	–	–	–	5,8
HIO	$K = 1 \cdot 10^{-10}$	0,1	0,003	–	–	–	5,5
		0,01	0,01	–	–	–	6
		0,001	0,03	–	–	–	6,5

Związek	Stała dysocjacji	Stężenie [mol/dm ³]	Stopnie dysocjacji [%]				pH
			α_1	α_2	α_3	α_4	
HClO ₂	$K = 5 \cdot 10^{-3}$	0,1	20	–	–	–	1,7
		0,01	50	–	–	–	2,3
		0,001	85	–	–	–	3
HClO ₃	$K = 10$	0,1	99	–	–	–	1
		0,01	99,9	–	–	–	2
		0,001	100	–	–	–	3
H ₂ CrO ₄	$K_1 = 1,8 \cdot 10^{-1}$ $K_2 = 3,2 \cdot 10^{-7}$	1	34,4	0,096	–	–	0,5
		0,1	71,6	0,21	–	–	1,1
		0,01	95	0,58	–	–	2
H ₄ SiO ₄	$K_1 = 2 \cdot 10^{-10}$ $K_2 = 2 \cdot 10^{-12}$ $K_3 = 1 \cdot 10^{-12}$ $K_4 = 1 \cdot 10^{-12}$	1	0,0014	0,038	1,4	11,1	4,8
		0,1	0,0046	0,067	1,8	12,7	5,4
		0,01	0,014	0,12	2,4	14,5	5,8
HCN	$K = 7,5 \cdot 10^{-10}$	1	0,0027	–	–	–	4,6
		0,1	0,0087	–	–	–	5
		0,01	0,027	–	–	–	5,6
H ₂ CO ₃	$K_1 = 4,5 \cdot 10^{-7}$ $K_2 = 4,7 \cdot 10^{-11}$	0,1	0,21	0,047	–	–	3,7
		0,01	0,67	0,084	–	–	4,2
		0,001	2,1	0,15	–	–	4,7
H ₂ C ₂ O ₄ czyli (COOH) ₂	$K_1 = 5,4 \cdot 10^{-2}$ $K_2 = 5,4 \cdot 10^{-5}$	1	20,7	1,6	–	–	0,7
		0,1	51,3	3,2	–	–	1,3
		0,01	86,2	7,6	–	–	2
HCOOH	$K = 1,8 \cdot 10^{-4}$	10	0,42	–	–	–	1,4
		1	1,33	–	–	–	1,9
		0,1	4,15	–	–	–	2,4
		0,01	12,5	–	–	–	2,9
CH ₃ COOH	$K = 1,8 \cdot 10^{-5}$	10	0,13	–	–	–	1,9
		1	0,42	–	–	–	2,4
		0,1	1,33	–	–	–	2,9
		0,01	4,15	–	–	–	3,4
		0,001	12,5	–	–	–	3,9
C ₆ H ₅ COOH	$K = 6,6 \cdot 10^{-5}$	0,1	2,5	–	–	–	2,6
		0,01	7,8	–	–	–	3,1
		0,001	22,6	–	–	–	3,6

Tabela A14. Szereg napięciowy metali

Półogniwo	Reakcja elektrodowa	E° [V]	Półogniwo	Reakcja elektrodowa	E° [V]
Li Li ⁺	Li ⁺ + e ⁻ ⇌ Li	-3,01	Co Co ²⁺	Co ²⁺ + 2e ⁻ ⇌ Co	-0,28
K K ⁺	K ⁺ + e ⁻ ⇌ K	-2,92	Ni Ni ²⁺	Ni ²⁺ + 2e ⁻ ⇌ Ni	-0,22
Ba Ba ²⁺	Ba ²⁺ + 2e ⁻ ⇌ Ba	-2,92	Sn Sn ²⁺	Sn ²⁺ + 2e ⁻ ⇌ Sn	-0,14
Sr Sr ²⁺	Sr ²⁺ + 2e ⁻ ⇌ Sr	-2,89	Pb Pb ²⁺	Pb ²⁺ + 2e ⁻ ⇌ Pb	-0,13
Ca Ca ²⁺	Ca ²⁺ + 2e ⁻ ⇌ Ca	-2,84	Fe Fe ³⁺	Fe ³⁺ + 3e ⁻ ⇌ Fe	-0,04
Na Na ⁺	Na ⁺ + e ⁻ ⇌ Na	-2,71	H ₂ H ⁺	2 H ⁺ + 2e ⁻ ⇌ H ₂	0,00
Mg Mg ²⁺	Mg ²⁺ + 2e ⁻ ⇌ Mg	-2,38	Bi Bi ³⁺	Bi ³⁺ + 3e ⁻ ⇌ Bi	+0,20
Be Be ²⁺	Be ²⁺ + 2e ⁻ ⇌ Be	-1,70	Sb Sb ³⁺	Sb ³⁺ + 3e ⁻ ⇌ Sb	+0,20
Al Al ³⁺	Al ³⁺ + 3e ⁻ ⇌ Al	-1,66	As As ³⁺	As ³⁺ + 3e ⁻ ⇌ As	+0,30
Mn Mn ²⁺	Mn ²⁺ + 2e ⁻ ⇌ Mn	-1,05	Cu Cu ²⁺	Cu ²⁺ + 2e ⁻ ⇌ Cu	+0,34
Zn Zn ²⁺	Zn ²⁺ + 2e ⁻ ⇌ Zn	-0,76	Ag Ag ⁺	Ag ⁺ + e ⁻ ⇌ Ag	+0,80
Cr Cr ³⁺	Cr ³⁺ + 3e ⁻ ⇌ Cr	-0,71	Hg Hg ²⁺	Hg ²⁺ + 2e ⁻ ⇌ Hg	+0,87
Fe Fe ²⁺	Fe ²⁺ + 2e ⁻ ⇌ Fe	-0,44	Pt Pt ²⁺	Pt ²⁺ + 2e ⁻ ⇌ Pt	+1,20
Cd Cd ²⁺	Cd ²⁺ + 2e ⁻ ⇌ Cd	-0,40	Au Au ³⁺	Au ³⁺ + 3e ⁻ ⇌ Au	+1,42

Tabela A15. Potencjały standardowe niektórych półogniw redoks

Półogniwo	Reakcja elektrodowa	E° [V]
SO ₄ ²⁻ , H ₂ O, SO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻ + H ₂ O + 2 e ⁻ ⇌ SO ₃ ²⁻ + 2 OH ⁻	-0,93
S S ²⁻	S + 2e ⁻ ⇌ S ²⁻	-0,51
Cr ³⁺ , Cr ²⁺	Cr ³⁺ + e ⁻ ⇌ Cr ²⁺	-0,41
Pt, H ₂ H ⁺	2 H ⁺ + 2e ⁻ ⇌ H ₂	0,00
Sn ⁴⁺ , Sn ²⁺	Sn ⁴⁺ + 2e ⁻ ⇌ Sn ²⁺	+0,15
Pt, O ₂ OH ⁻ , H ₂ O	O ₂ + 2 H ₂ O + 4e ⁻ ⇌ 4 OH ⁻	+0,41
I ₂ I ⁻	I ₂ + 2e ⁻ ⇌ 2 I ⁻	+0,54
AsO ₄ ³⁻ , H ⁺ , AsO ₂ ⁻ , H ₂ O	AsO ₄ ³⁻ + 4 H ⁺ + 2e ⁻ ⇌ AsO ₂ ⁻ + 2 H ₂ O	+0,56
Fe ³⁺ , Fe ²⁺	Fe ³⁺ + e ⁻ ⇌ Fe ²⁺	+0,77
ClO ⁻ , H ₂ O, Cl ⁻ , OH ⁻	ClO ⁻ + H ₂ O + 2e ⁻ ⇌ Cl ⁻ + 2 OH ⁻	+0,89
NO ₃ ⁻ , H ⁺ , NO, H ₂ O	NO ₃ ⁻ + 4 H ⁺ + 3e ⁻ ⇌ NO + 2 H ₂ O	+0,96
NO ₂ ⁻ , H ⁺ , NO, H ₂ O	NO ₂ ⁻ + 2 H ⁺ + e ⁻ ⇌ NO + H ₂ O	+1,00
Br ₂ Br ⁻	Br ₂ + 2e ⁻ ⇌ 2 Br ⁻	+1,07
IO ₃ ⁻ , H ⁺ , I ⁻ , H ₂ O	IO ₃ ⁻ + 6 H ⁺ + 6e ⁻ ⇌ I ⁻ + 3 H ₂ O	+1,09
IO ₃ ⁻ , H ⁺ , I ₂ , H ₂ O	2 IO ₃ ⁻ + 12 H ⁺ + 10e ⁻ ⇌ I ₂ + 6 H ₂ O	+1,20
MnO ₂ (s), H ⁺ , Mn ²⁺	MnO ₂ + 4 H ⁺ + 2e ⁻ ⇌ Mn ²⁺ + 2 H ₂ O	+1,23

Półogniwo	Reakcja elektrodowa	E° [V]
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}, \text{H}^+, \text{Cr}^{3+}$	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6\text{e}^- \rightleftharpoons 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$	+ 1,33
Cl_2/Cl^-	$\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2 \text{Cl}^-$	+ 1,36
$\text{BrO}_3^-, \text{H}^+, \text{Br}^-, \text{H}_2\text{O}$	$\text{BrO}_3^- + 6 \text{H}^+ + 6\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Br}^- + 3 \text{H}_2\text{O}$	+ 1,44
$\text{ClO}_3^-, \text{H}^+, \text{Cl}^-, \text{H}_2\text{O}$	$\text{ClO}_3^- + 6 \text{H}^+ + 6\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cl}^- + 3 \text{H}_2\text{O}$	+ 1,45
$\text{MnO}_4^-, \text{H}^+, \text{Mn}^{2+}$	$\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$	+ 1,51
$\text{Pb}^{4+}, \text{Pb}^{2+}$	$\text{Pb}^{4+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}$	+ 1,69
$\text{MnO}_4^-, \text{H}^+, \text{MnO}_2(\text{s})$	$\text{MnO}_4^- + 4 \text{H}^+ + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{MnO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$	+ 1,69
$\text{S}_2\text{O}_8^{2-}, \text{SO}_4^{2-}$	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2 \text{SO}_4^{2-}$	+ 2,01
F_2/F^-	$\text{F}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2 \text{F}^-$	+ 2,85

Tabela A16. Nadnapięcia wydzielania wodoru, tlenu i metali (w woltach) na różnych elektrodach

Podane wartości mają charakter orientacyjny i dotyczą małych gęstości prądu

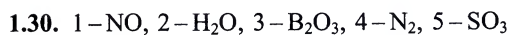
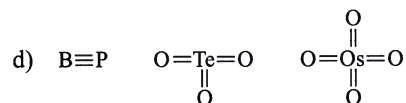
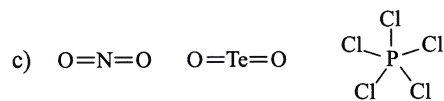
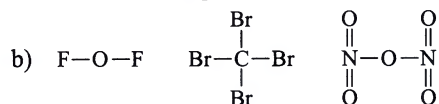
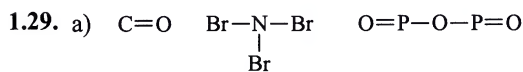
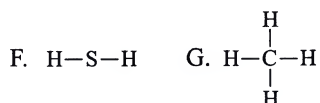
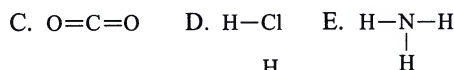
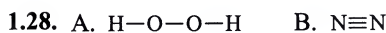
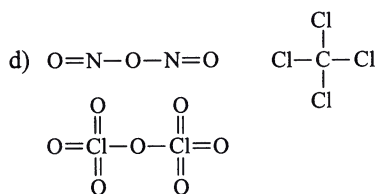
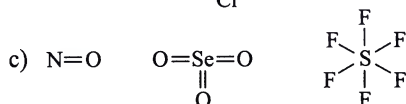
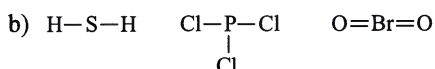
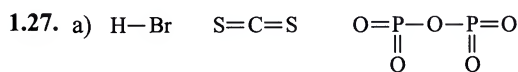
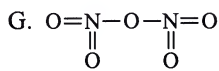
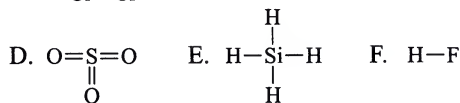
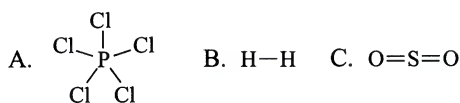
Substancja wydzielana	Elektroda													
	Al	Zn	Cr	Fe	Cd	Ni	Sn	Pb	Bi	Cu	Ag	Hg	Pt	C (grafit)
H_2 (środowisko kwaśne)	0,8	0,7	0,5	0,5	1,2	0,4	1,0	1,3	0,8	0,6	0,4	1,2	0,1	0,5
H_2 (środowisko alkaliczne)	0,4	0,4		0,2		0,4	0,8	0,9	0,5			1,3	0,1	
O_2				0,25	0,4	0,1		0,3		0,2	0,4		0,4	0,3
Zn		0,2			0,55					0,4			0,5	
Cr			0,6											
Fe				0,6										
Cd					0,2			0,35		0,35			0,35	
Co													0,3	
Ni						0,6						0,6		
Sn							0,2	0,3		0,3				
Pb								0,2	0,12	0,02				
Bi									0,2	0,35				
Cu										0,2			0,3	
Ag											0,2		0,8	

ODPOWIEDZI

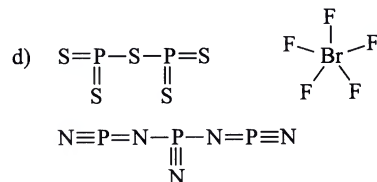
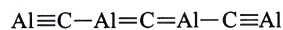
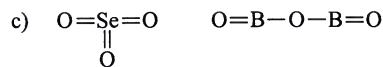
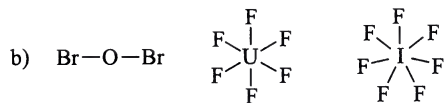
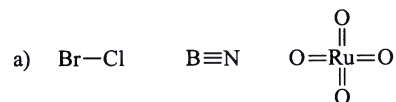
ROZDZIAŁ 1.

- 1.1. a) atom miedzi, trzy atomy miedzi, atom siarki, dwa atomy siarki, dwa atomy wodoru, siedem atomów żelaza, atom rtęci, dwa atomy tlenu
b) cząsteczka wody, pięć cząsteczek wody, dwie cząsteczki siarczku żelaza [czyli siarczku żelaza(II)], cząsteczka tlenku żelaza [czyli tlenku żelaza(II)], cztery cząsteczki siarczku miedzi [czyli siarczku miedzi(II)], trzy cząsteczki tritlenku diżelaza [czyli tlenku żelaza(III)], dziesięć cząsteczek ditlenku siarki [czyli tlenku siarki(IV)]
c) atom żelaza, cząsteczka siarczku żelaza [czyli siarczku żelaza(II)], dwie cząsteczki tlenku żelaza [czyli tlenku żelaza(II)], trzy atomy siarki, pięć atomów wodoru, pięć cząsteczek wody, atom cynku, cztery atomy tlenu
d) cząsteczka tlenu, trzy cząsteczki tlenu, dwa atomy tlenu, pięć cząsteczek wodoru, pięć atomów wodoru, dwie cząsteczki azotu, dwie cząsteczki tlenu, dwa atomy azotu
e) trzy atomy wodoru, dwie cząsteczki wody, trzy cząsteczki wodoru, cztery atomy siarki, dwie cząsteczki ditlenku siarki, dwie cząsteczki tlenu, trzy cząsteczki tlenku żelaza [czyli tlenku żelaza(II)], trzy atomy tlenu, trzy atomy żelaza
*f) cztery atomy fosforu, jedna (cztereoatomowa) cząsteczka fosforu, cztery (cztereoatomowe) cząsteczki fosforu, atom siarki, jedna (ośmioatomowa) cząsteczka siarki, trzy (ośmioatomowe) cząsteczki siarki, jedna (dwunastoatomowa) cząsteczka boru
- 1.2. a) Fe, 2 Fe, S, 3 S, 2 O
b) H₂O, 3 H₂O, 2 H, 6 CH₄
c) Cu, 4 Cu, 3 NH₃, 12 O
d) O₂, 2 O₂, 2 O, H, 4 H, 3 H₂
e) As₄, 2 O₃, 5 S₈
- 1.3. a) Mn₂O₇, b) Fe(OH)₃, c) H₃AsO₄,
d) Ca₃(PO₄)₂, e) CaCl₂ · 6 H₂O, f) K₄Fe(CN)₆
- 1.4. a) 4 Al, b) 3 CO₂, c) 8 H₂, d) 5 N₂
- 1.5. Atom wody, pół atomu tlenu, pół cząsteczki amoniaku, atom etanu
- 1.6. a) 6 atomów wodoru i 3 atomy tlenu, 2 atomy węgla i 4 atomy tlenu, 8 atomów azotu i 12 atomów tlenu, 10 atomów fosforu i 25 atomów tlenu
b) 4 atomy azotu i 12 atomów wodoru, 10 atomów wodoru i 5 atomów siarki, 4 atomy żelaza i 6 atomów tlenu, 18 atomów węgla, 36 atomów wodoru i 18 atomów tlenu
- 1.7. a) 3, 5, 3, 9, 7, 7; b) 45, 13, 10
- 1.8. a) w czterech cząsteczkach CH₄
b) w trzech cząsteczkach B₂O₃
- 1.9. 2 MgO < 2 CO₂ < 4 O₂ < 3 Cu₂S < 2 Al₂O₃ < 4 H₂O
- 1.10. a) w dwunastu, b) w czterech
- 1.11. a) Fe₂O₃, SO₂, SO₃, b) Ag₂O, SnCl₄, Mn₂O₇,
c) CuS, P₂O₅, OsO₄
- 1.12. a) N₂O₅, Mg₂Si, CrO₃, b) CuS, AlP, CCl₄,
c) Al₄C₃, Cl₂O₇, Zn₃P₂
- 1.13. a) Na₂O, PCl₅, P₂S₅, b) NH₃, Ca₃P₂, SO₃,
c) FeS, SiO₂, Ni₃P₂
- 1.14. 1 – AB, 2 – AB₂, 3 – AB₂, 4 – A₂B₃, 5 – AB₃,
6 – AB₃, 7 – A₂B₅, 8 – A₂B₃
- 1.15. 1 – AB₄, 2 – AB₄, 3 – A₂, 4 – AB, 5 – AB₂,
6 – AB₅, 7 – AB₆
- 1.16. 1 – ABC, 2 – A₂B₇, 3 – AB₃C, 4 – AB₄C₂,
5 – AB₃C₂, 6 – AB₄C₃
- 1.17. a) CO, CO₂, SO₃, B₂O₃
b) O₂, N₂O₅, Cl₂O₇, CH₄
- 1.18. a) AB₂, A₂B, A₂B₃, AB, AB₃, A₄B₃, A₂B₅
b) A₂, A₄, AB₅, AB₆, ABC, A₂BC₄, A₂B₂
- 1.19. a) Cr, b) B, c) P, d) Sc, e) C, f) Cl
- 1.20. a) różne, b) ten sam, c) różne, d) różne
- 1.21. Fe₂O₃
- 1.22. Na₂S₂O₃
- 1.23. Al₂SiO₅
- 1.24. Ilość atomów danego pierwiastka w związku musi być liczbą całkowitą, zatem stosunek 1 : 2,75 musimy doprowadzić do takiej postaci, aby obie wartości były całkowite. Taki wynik otrzymujemy po pomnożeniu przez 4 i otrzymujemy stosunek 4 : 11. Stąd wynika, że najmniejsza, łączna liczba atomów to 15.
- 1.25.
- H
A. H—O—H B. H—N—H C. O=O
- D. H—Cl E. O=N—O—N=O
- H
F. H—C—H
H

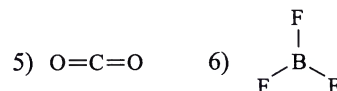
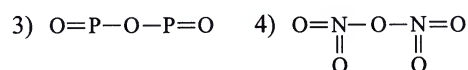
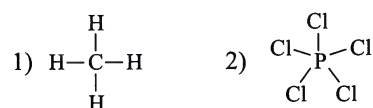
1.26.



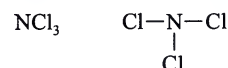
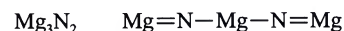
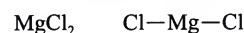
1.31.



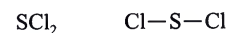
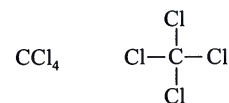
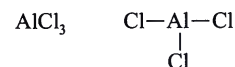
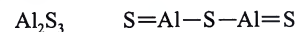
1.32.



1.33. MgCl_2 , Mg_3N_2 , NCl_3



1.34. Al_4C_3 $\text{Al}\equiv\text{C}-\text{Al}=\text{C}=\text{Al}-\text{C}\equiv\text{Al}$



1.35. Cu(I) , Pb(IV) , Fe(III) , Cu(II) , P(V)

1.36. Fe(III) , K(I) , Cu(II) , Al(III) , Pb(IV) , P(V) , H(I) , Mn(VII) , S(VI) , C(IV) , Na(I)

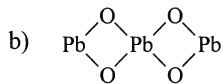
1.37. a) Na(I) , Cu(II) , Al(III) , N(III) , Al(III) , S(IV) , S(VI) , P(V) , Mn(VII) , Os(VIII) , K(I)

b) Fe(II) , S(II) , Ag(I) , Ca(II) , Fe(III) , Al(III) , N(V) , Cr(VI) , Cl(VII) , Ru(VIII) , Mn(IV) , Cu(I)

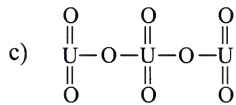
c) Al(III) , As(III) , N(IV) , Li(I) , Cu(II) , N(V) , Cl(VI) , Mn(VII) , Ga(III) , Pb(IV) , Na(I) , S(II)

1.38. 1 – H₂S, 2 – N₂O₅, 3 – PH₃, 4 – B₂O₃, 5 – NO,
6 – HBr, 7 – Cl₂O₇, 8 – CO₂, 9 – SO₃

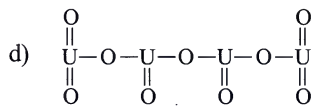
1.39. a) $O=Fe-O-Fe-O-Fe=O$
w rzeczywistości $(Fe^{2+})(Fe^{3+})_2(O^{2-})_4$



w rzeczywistości $(Pb^{2+})_2(PbO_4^{4-})$

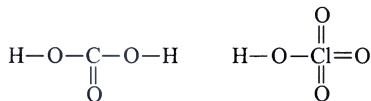
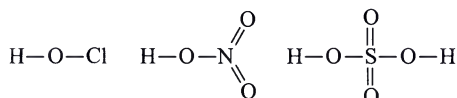


w rzeczywistości $(UO_2^+)_2(UO_4^{2-})$



w rzeczywistości $(UO_2^+)_2(U_2O_5^{2-})$

1.40.



1.41. Ponieważ $m \cdot W_B = n \cdot W_A$, to $W_A = \frac{m \cdot W_B}{n}$

1.42. a) tak, b) nie, c) tak, d) nie, e) nie, f) nie

1.43. N₂O₇, AlH₄, C₂O₅, KO

1.44. a) ten sam, b) różne, c) ten sam, d) różne,
e) różne

1.45. $2 Mg + CO_2 \rightarrow 2 MgO + C$

1.46. $4 B + 3 O_2 \rightarrow 2 B_2O_3$

1.47. $2 ClO_2 \rightarrow Cl_2 + 2 O_2$

1.48. $4 Li + O_2 \rightarrow 2 Li_2O$

1.49. $CH_4 + 2 O_2 \rightarrow CO_2 + 2 H_2O$

1.50. $3 H_2 + N_2 \rightarrow 2 NH_3$

1.51. $2 I_2O_5 \rightarrow 2 I_2 + 5 O_2$

1.52. $Fe_2O_3 + 3 H_2 \rightarrow 2 Fe + 3 H_2O$

1.53. a) $3 H_2 + 2 P \rightarrow 2 PH_3$

b) $2 CrO_3 + 3 C \rightarrow 2 Cr + 3 CO_2$

c) $4 B + 3 O_2 \rightarrow 2 B_2O_3$

d) $4 NH_3 + 7 O_2 \rightarrow 4 NO_2 + 6 H_2O$

1.54. a) $2 Al + 3 S \rightarrow Al_2S_3$

b) $2 Na + S \rightarrow Na_2S$

c) $Pb + S \rightarrow PbS$

d) $4 Al + 3 C \rightarrow Al_4C_3$

e) $Sn + 2 S \rightarrow SnS_2$

f) $2 P + 5 S \rightarrow P_2S_5$

1.55. a) $4 Cu + O_2 \rightarrow 2 Cu_2O$

b) $2 Cu + O_2 \rightarrow 2 CuO$

c) $4 Al + 3 O_2 \rightarrow 2 Al_2O_3$

d) $C + O_2 \rightarrow CO_2$

e) $4 P + 3 O_2 \rightarrow 2 P_2O_3$

f) $3 Pb + 2 O_2 \rightarrow Pb_3O_4$

1.56. a) $2 H_2 + O_2 \rightarrow 2 H_2O$

b) $N_2 + O_2 \rightarrow 2 NO$

c) $3 H_2 + N_2 \rightarrow 2 NH_3$

d) $N_2 + 2 O_2 \rightarrow 2 NO_2$

1.57. a) $2 Fe + O_2 \rightarrow 2 FeO$

$4 Al + 3 O_2 \rightarrow 2 Al_2O_3$

b) $4 Na + O_2 \rightarrow 2 Na_2O$

$C + O_2 \rightarrow CO_2$

c) $4 P + 5 O_2 \rightarrow 2 P_2O_5$

$2 H_2 + O_2 \rightarrow 2 H_2O$

d) $4 Fe + 3 O_2 \rightarrow 2 Fe_2O_3$

$2 Ca + O_2 \rightarrow 2 CaO$

1.58. 1) $2 Mg + O_2 \rightarrow 2 MgO$

2) $2 Al + 3 S \rightarrow Al_2S_3$

3) $2 Na + Cl_2 \rightarrow 2 NaCl$

4) $PbO_2 + 2 H_2 \rightarrow Pb + 2 H_2O$

5) $2 C_2H_6 + 7 O_2 \rightarrow 4 CO_2 + 6 H_2O$

6) $Cr_2O_3 + 3 C \rightarrow 2 Cr + 3 CO$

1.59. a) $2 Na + Cl_2 \rightarrow 2 NaCl$

b) $Cu + Cl_2 \rightarrow CuCl_2$

c) $2 Fe + 3 Cl_2 \rightarrow 2 FeCl_3$

d) $S + 2 Cl_2 \rightarrow SCl_4$

e) $2 P + 5 Cl_2 \rightarrow 2 PCl_5$

f) $U + 3 F_2 \rightarrow UF_6$

1.60. a) $3 Si + 2 N_2 \rightarrow Si_3N_4$

b) $3 Mg + N_2 \rightarrow Mg_3N_2$

c) $6 P + 5 N_2 \rightarrow 2 P_3N_5$

d) $2 Al + N_2 \rightarrow 2 AlN$

e) $2 NH_3 + 3 Mg \rightarrow Mg_3N_2 + 3 H_2$

f) $4 BN + 3 O_2 \rightarrow 2 B_2O_3 + 2 N_2$

g) $Mg_3N_2 + 2 B \rightarrow 3 Mg + 2 BN$

h) $B_2O_3 + 2 NH_3 \rightarrow 2 BN + 3 H_2O$

1.61. a) $Fe_2O_3 + 3 H_2 \rightarrow 2 Fe + 3 H_2O$

b) $2 FeO + C \rightarrow 2 Fe + CO_2$

c) $Pb_3O_4 + 4 H_2 \rightarrow 3 Pb + 4 H_2O$

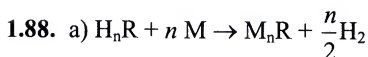
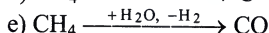
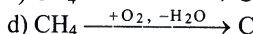
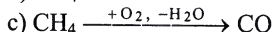
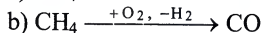
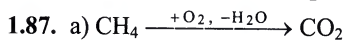
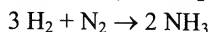
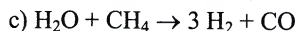
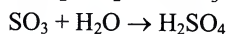
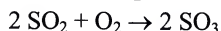
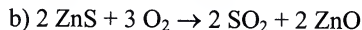
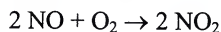
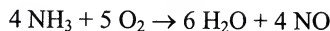
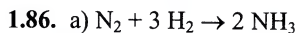
d) $2 Cu_2O + C \rightarrow 4 Cu + CO_2$

e) $2 CrO_3 + 3 C \rightarrow 2 Cr + 3 CO_2$

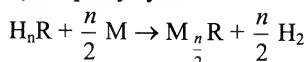
f) $2 P_2O_5 + 5 C \rightarrow 4 P + 5 CO_2$

- 1.62. a) $3 \text{BeO} + \text{N}_2 + 3 \text{C} \rightarrow \text{Be}_3\text{N}_2 + 3 \text{CO}$
 b) $3 \text{Be}_2\text{C} + 2 \text{N}_2 \rightarrow 2 \text{Be}_3\text{N}_2 + 3 \text{C}$
 c) $5 \text{Mg}_3\text{N}_2 + 6 \text{PCl}_5 \rightarrow 15 \text{MgCl}_2 + 2 \text{P}_3\text{N}_5$
 d) $2 \text{Mg}_3\text{N}_2 + 3 \text{CO}_2 \rightarrow 6 \text{MgO} + 3 \text{C} + 2 \text{N}_2$
 e) $3 \text{MgH}_2 + 2 \text{N}_2 \rightarrow \text{Mg}_3\text{N}_2 + 2 \text{NH}_3$
 f) $\text{Si}_3\text{N}_4 + 3 \text{O}_2 \rightarrow 3 \text{SiO}_2 + 2 \text{N}_2$
 g) $4 \text{P}_3\text{N}_5 + 15 \text{O}_2 \rightarrow 6 \text{P}_2\text{O}_5 + 10 \text{N}_2$
 h) $3 \text{SiO}_2 + 3 \text{C} + 2 \text{N}_2 \rightarrow \text{Si}_3\text{N}_4 + 3 \text{CO}_2$
- 1.63. 1) $2 \text{Cu} + \text{S} \rightarrow \text{Cu}_2\text{S}$
 2) $4 \text{Al} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Al}_2\text{O}_3$
 3) $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$
 4) $2 \text{HgO} \rightarrow 2 \text{Hg} + \text{O}_2$
 5) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{Fe} + 3 \text{H}_2\text{O}$
 6) $2 \text{ZnO} + \text{C} \rightarrow 2 \text{Zn} + \text{CO}_2$
- 1.64. a) $2 \text{N}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{N}_2 + \text{O}_2$
 b) $2 \text{NO} \rightarrow \text{N}_2 + \text{O}_2$
 c) $2 \text{NO}_2 \rightarrow 2 \text{NO} + \text{O}_2$
 d) $\text{N}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{NO}_2 + \text{NO}$
 e) $2 \text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow 4 \text{NO}_2 + \text{O}_2$
 f) $2 \text{Cl}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{Cl}_2 + \text{O}_2$
 g) $2 \text{ClO}_2 \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{O}_2$
 h) $2 \text{I}_2\text{O}_5 \rightarrow 2 \text{I}_2 + 5 \text{O}_2$
- 1.65. a) $4 \text{NH}_3 + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{N}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$
 b) $4 \text{NH}_3 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{NO} + 6 \text{H}_2\text{O}$
 c) $4 \text{NH}_3 + 7 \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{NO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$
 d) $3 \text{N}_2\text{O} + 2 \text{NH}_3 \rightarrow 4 \text{N}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$
 e) $2 \text{H}_2\text{S} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{SO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
 f) $2 \text{NO}_2 + 4 \text{H}_2 \rightarrow \text{N}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$
- 1.66. a) $x = 2, y = 6$
 b) $x = 4, y = 2$
 c) $x = 1, y = 2, z = 2$
 d) $x = 6, y = 12, z = 6$
- 1.67. a) $2 \text{Cu} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CuO}$
 $\text{CuO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$
 b) $2 \text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{MgO}$
 $3 \text{Mg} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \xrightarrow{\text{T}} 3 \text{MgO} + 2 \text{Fe}$
 $\text{Mg} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{g})} \xrightarrow{\text{T}} \text{MgO} + \text{H}_2$
- 1.68. $2 \text{Cu} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CuO}$
 $2 \text{Cu} + \text{S} \rightarrow \text{Cu}_2\text{S}$
 $\text{Cu} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CuCl}_2$
- 1.69. a) $2 \text{Zn} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ZnO}$
 $\text{ZnO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Zn} + \text{H}_2\text{O}$
 b) $4 \text{Cu} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Cu}_2\text{O}$
 $\text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$
- 1.70. a) $2 \text{Al} + 3 \text{S} \rightarrow \text{Al}_2\text{S}_3$
 b) $2 \text{N}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{N}_2 + \text{O}_2$
 c) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{CO} \rightarrow 2 \text{Fe} + 3 \text{CO}_2$
- d) $\text{MnO}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{MnO} + \text{H}_2\text{O}$
 e) $2 \text{Mg} + \text{CO}_2 \rightarrow 2 \text{MgO} + \text{C}$
 f) $2 \text{FeO} + \text{C} \rightarrow 2 \text{Fe} + \text{CO}_2$
 g) $2 \text{Fe} + 3 \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{FeCl}_3$
 h) $\text{PbO}_2 + 2 \text{H}_2 \rightarrow \text{Pb} + 2 \text{H}_2\text{O}$
- 1.71. $2 \text{Cr}_x\text{O}_y + 3 \text{C} \rightarrow 2 \text{Cr} + 3 \text{CO}_2$
 $x = 1, y = 3$, czyli CrO_3
- 1.72. NO_2
- 1.73. a) $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$
 $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$
 b) $2 \text{Cu} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CuO}$
 $\text{H}_2 + \text{CuO} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{Cu}$
 $\text{O}_2 + 2 \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$
 $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_2 + \text{O}_2$
- 1.74. $2 \text{HgO} \rightarrow 2 \text{Hg} + \text{O}_2$
 $\text{O}_2 + 2 \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$
 $\text{H}_2 + \text{ZnO} \rightarrow \text{Zn} + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{Mg} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MgO} + \text{H}_2$
 $\text{O}_2 + 2 \text{Mg} \rightarrow 2 \text{MgO}$
- 1.75. 2 i 4
- 1.76. Reakcje syntezy: 2, 4
 reakcje rozkładu: 1, 8
 reakcje wymiany pojedynczej: 3, 5, 7
 reakcje wymiany podwójnej: 6
- 1.77. 1) $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{HCl}$
 2) $3 \text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$
 3) $\text{H}_2 + \text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{S}$
 4) $2 \text{H}_2 + \text{C} \rightarrow \text{CH}_4$
 5) $\text{H}_2 + 2 \text{Na} \rightarrow 2 \text{NaH}$
 6) $\text{H}_2 + \text{Ca} \rightarrow \text{CaH}_2$
- 1.78. $2 \text{Al} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 2 \text{Fe}$
- 1.79. a) $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
 $\text{C}_2\text{H}_4 + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
 b) $2 \text{C}_2\text{H}_2 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
 $2 \text{C}_6\text{H}_6 + 15 \text{O}_2 \rightarrow 12 \text{CO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$
 c) $2 \text{C}_2\text{H}_6 + 7 \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{CO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$
 $\text{C}_3\text{H}_8 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 3 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$
 d) $2 \text{C}_4\text{H}_{10} + 13 \text{O}_2 \rightarrow 8 \text{CO}_2 + 10 \text{H}_2\text{O}$
 $2 \text{C}_5\text{H}_{10} + 15 \text{O}_2 \rightarrow 10 \text{CO}_2 + 10 \text{H}_2\text{O}$
- 1.80. $2 \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2$
- 1.81. $2 \text{KClO}_3 \rightarrow 2 \text{KCl} + 3 \text{O}_2$
- 1.82. $3 \text{Fe} + 4 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4 \text{H}_2$
- 1.83. $\text{P}_4 + 16 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 4 \text{H}_3\text{PO}_4 + 10 \text{H}_2$
- 1.84. $20 \text{PbS} + 40 \text{O}_2 \rightarrow 20 \text{PbO}_2 + 20 \text{SO}_2$
 $20 \text{PbO}_2 + 40 \text{H}_2 \rightarrow 20 \text{Pb} + 40 \text{H}_2\text{O}$
 Tak, można. Powstanie ich o 10 więcej

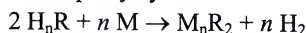
1.85. Tak, można



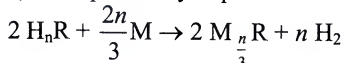
b) dla parzystych n



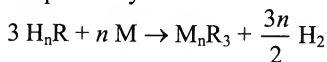
dla nieparzystych n



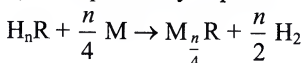
c) dla n podzielnych przez 3



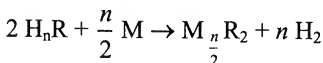
dla pozostałych n



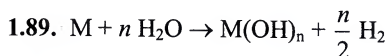
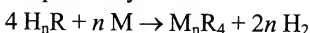
d) dla n podzielnych przez 4



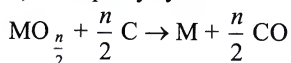
dla n podzielnych przez 2 (ale niepodzielnych przez 4)



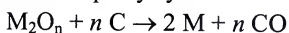
dla pozostałych n



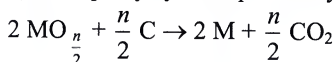
1.90. 1) dla n parzystych



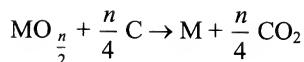
dla n nieparzystych



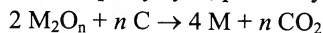
2) dla n parzystych niepodzielnych przez 4



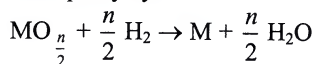
dla n parzystych podzielnych przez 4



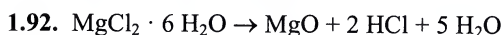
dla n nieparzystych, podzielnych przez 4



1.91. dla n parzystych

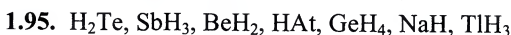


dla n nieparzystych



1.93.

Nr grupy	1	2	13	14	15	16	17
Maksymalna wartościowość	I	II	III	IV	V	VI	VII
Wartościowość względem wodoru i metali	I	II	III	IV	III	II	I
Wzór najwyższego tlenku	E ₂ O	EO	E ₂ O ₃	EO ₂	E ₂ O ₅	EO ₃	E ₂ O ₇
Ogólny wzór wodoroku	EH	EH ₂	EH ₃	EH ₄	EH ₃	H ₂ E	HE



b) $SrO + TeO_2 \rightarrow SrTeO_3$ triokso telluran strontu

c) $2 RbOH + SeO_3 \rightarrow Rb_2SeO_4 + H_2O$ tetraokso selenian dirubidu

d) $2 Ga + 3 H_2SO_4 \rightarrow Ga_2(SO_4)_3 + 3 H_2$ (tris)tetraokso siarczan digalu

e) $Ra + I_2 \rightarrow RaI_2$ diiodek radu

1.98. Chlor, magnez, selen, potas, brom, wapń

1.99. $Cs > Na > Sr > Mg > Ga > Al$

1.100. Metale: Rb, Ra, Pb, Tl
niemetale: Se, At

1.101. 14, 15 lub 16

1.102. 2 lub 16

1.103. 15

1.104. a) w 16, b) w 14, c) w 17, d) w 13

1.105. Masa atomowa, wartościowość maksymalna, numer grupy w układzie okresowym

1.106. Reaktywność względem tlenu, właściwości niemetaliczne

1.107. 1, 3, 4 i 5

1.108. 1) Cl, 2) Br_2O_7 , 3) $HClO_4$, 4) $Pb(OH)_4$

1.109. a) Rb, Sr, In, Sn

b) AsH_3, HBr, InH_3, SbH_3

- 1.110. a) Ti, b) TeF₆
1.111. a) InN, b) Tl₄Si₃
1.112. 1) A, 2) F, 3) H, 4) E
1.113. Nie

ROZDZIAŁ 2.

- 2.1. 4
2.2. 1) 62 u, 2) 80 u, 3) 98 u, 4) 160 u, 5) 107 u, 6) 46 u
2.3. 1) 44 u, 2) 171 u, 3) 28 u, 4) 208 u, 5) 62 u, 6) 180 u
2.4. CH₄, NH₃, N₂, O₂
2.5. 7 CO₂
2.6. a) SeO₃, b) PH₃, c) Al₂S₃
2.7. N₂O₃
2.8. Mangan
2.9. Platynowy
2.10. $34,4 \cdot 10^{-23}$ g
2.11. 32 u
2.12. $16,9 \cdot 10^{-23}$ g
2.13. 135 u
2.14. a) 3 : 8, b) 7 : 6, c) 6 : 1 : 8
2.15. a) 3, b) 6, c) 2
2.16. a) C, b) Fe, c) S
2.17. Z dwunastu
2.18. a) $A_r(E) < 16$ u, b) $A_r(E) > 16$ u
2.19. Sód
2.20. a) $6,02 \cdot 10^{23}$ atomów miedzi
b) $6,02 \cdot 10^{23}$ cząsteczek amoniaku
c) $6,02 \cdot 10^{23}$ cząsteczek tlenu
d) $6,02 \cdot 10^{23}$ atomów wodoru
2.21. $1,5 \cdot 10^{23}$ g
2.22. $6,02 \cdot 10^{19}$
2.23. 5 moli
2.24. $9,03 \cdot 10^{24}$
2.25. $3,61 \cdot 10^{24}$
2.26. $4,82 \cdot 10^{27}$
2.27. $1,44 \cdot 10^{25}$ p
2.28. 1,2 mola Al, 1,8 mola S
2.29. 8 moli
2.30. 3 mole O, 6 moli H
2.31. 2 milimole Ca, 4 milimole Cl
2.32. a) 2 : 3, b) 1 : 1, c) 1 : 1, d) 1 : 2 : 1

- 2.33. a) obie próbki zawierają tyle samo atomów,
b) mol wodoru, c) milimol SO₃
2.34. Nie
2.35. 1) tak, 2) nie
2.36. W 5 molach
2.37. $1,66 \cdot 10^{-24}$ mola
2.38. W dwóch molach ozonu
2.39. 1) 64 u, 2) 64 g
2.40. 1) 23 u, 2) 23 g, 3) $38,2 \cdot 10^{-24}$ g
2.41. 1) 17 u, 2) 17 g
2.42. 1) 98 u, 2) 98 g, 3) $163 \cdot 10^{-24}$ g
2.43. 1) 32 u, 2) 32 g
2.44. 1) 35,5 u, 2) 71 u, 3) 71 g
2.45. 1) 14 u, 2) 28 u, 3) 28 g, 4) 14 g
2.46. 1) 16 u, 2) 32 u, 3) 32 g, 4) $53,2 \cdot 10^{-24}$ g
2.47. a) 288 g, b) 7,1 g, c) 6 g, d) 3,42 g, e) 12 g
2.48. a) 2 mole, b) 6 moli, c) 0,1 mola
2.49. a) 0,5 mola, b) 55,6 mola
2.50. 42,6 mola
2.51. 0,5 mola siarki
2.52. a) 0,112 g, b) 19,6 kg, c) 0,0028 g, d) 320 kg, e) 0,006 g, f) 56 g
2.53. 10 milimoli
2.54. 2 kilomole
2.55. a) $x = 3$, b) $x = 3$
2.56. a) tlen, b) fosfor
2.57. a) są takie same, b) z plutonu, c) z plutonu, d) z plutonu
2.58. a) 7 : 6, b) 8 : 1, c) 3 : 8, d) 9 : 16 : 1
2.59. $M_E > 64$
2.60. a) 1 g NH₃, b) 3 g H₂, c) tyle samo
2.61. a) 1 g Al, b) 5 g N₂, c) tyle samo, d) tyle samo, e) tyle samo
2.62. 12 g
2.63. W 40 g
2.64. W 0,875 p [g]
2.65. a) w 14 g, b) w 1,4 g, c) w 14 g, d) w 3 p [g]
2.66. $1,2 \cdot 10^{23}$
2.67. 14,6 g
2.68. $2,02 \cdot 10^{23}$
2.69. Ok. 2 miliardy
2.70. Ok. 0,05 mg
2.71. 60 g
2.72. Złoto z AuCl₃

- 2.73. 0,267 g
 2.74. 18,4 g
 2.75. 5 moli
 2.76. 1,5 mola
 2.77. 0,4 mola
 2.78. Nie
 2.79. Tak
 2.80. 15,5 g
 2.81. 0,25 mola
 2.82. 160 g
 2.83. 12,4 g
 2.84. Glin
 2.85. 22,4 dm³, 18 cm³, 22,4 dm³, 15,5 cm³,
 22,4 dm³
 2.86. a) 4,48 dm³, b) 560 cm³, c) 33,6 m³
 2.87. a) 3 mole, b) 0,25 mola, c) 0,5 mola
 2.88. 0,0446 milimola
 2.89. 0,0446 kilomola
 2.90. a) 2,86 g, b) 625 g, c) 31,2 mg
 2.91. Z amoniakiem
 2.92. a) 3,5 dm³, b) 6,11 dm³, c) 0,264 dm³,
 d) 2,04 dm³, e) 784 dm³
 2.93. Nie
 2.94. Tak
 2.95. 1,58 m³
 2.96. 1) nie, 2) tak, 3) tak
 2.97. W 1 cm³
 2.98. W 8 cm³
 2.99. 3 dm³
 2.100. 0,5 p [dm³]
 2.101. 1) tyle samo, 2) tyle samo, 3) gram tlenu
 2.102. 1) mol ozonu, 2) dm³ ozonu, 3) tyle samo
 2.103. Wodór, hel, tlen
 2.104. 448 dm³
 2.105. $2,7 \cdot 10^{19}$
 2.106. 11,2 dm³
 2.107. 2 i 3
 2.108. 7,47 p [dm³]
 2.109. 16 g
 2.110. 0,0893 p [mol]
 2.111. 1,12 dm³
 2.112. 1,5 p [dm³]
 2.113. W 2 milimolach
 2.114. 44,8 p [m³]
 2.115. a) 1,43 g/dm³, b) 1,25 g/dm³, c) 1,25 g/dm³,
 d) 0,089 g/dm³, e) 1,52 g/dm³
 2.116. 44 u
 2.117. N₂O
 2.118. $2,82 \cdot 10^{-23}$ g
 2.119. Prawo Avogadra mówi o tym, że równe ilości moli gazów w tych samych warunkach zajmują taką samą objętość. Liczymy zatem objętość, na przykład, jednego mola każdego z metali:
dla żelaza
 $m_M = 56$ g
 $7,86$ g – 1 cm³
 56 g – x $x = 7,12$ cm³
dla glinu
 $m_M = 27$ g
 $2,70$ g – 1 cm³
 27 g – y $y = 10$ cm³
 Prawo Avogadra nie jest spełnione, ponieważ objętości równych ilości moli metali są różne.
 2.120. 17 u
 2.121. Nie
 2.122. a) 1 : 1, b) 1 : 1
 2.123. a) $m_B : m_A$, b) $m_A : m_B$
 2.124. 212,8 dm³
 2.125. Więcej atomów jest w pojemniku z rtęcią
 2.126. 2 dm³
 2.127. Nie
 2.128. a) 24,3 dm³, b) 1,22 dm³, c) 10,8 dm³,
 d) 12,1 dm³
 2.129. 0,1 mola
 2.130. 80 mg
 2.131. 1,7 m³
 2.132. $V = \frac{k \cdot R \cdot T}{3 p}$
 2.133. $5,57 \cdot 10^{23}$
 2.134. 8,98 dm³
 2.135. 0,71 g/dm³
 2.136. 28 u
 2.137. 833 hPa
 2.138. 158 dm³
 2.139. $V_o = 22,4$ dm³, jeżeli $\frac{p}{T} = 3,71 \frac{\text{hPa}}{\text{K}}$

ROZDZIAŁ 3.

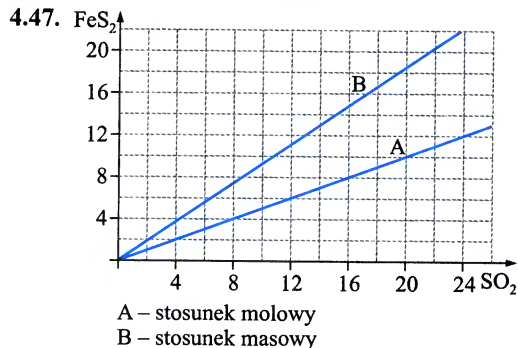
- 3.1. Twierdzenie to jest nieprawdziwe, ponieważ istnieją związki, które mają taki sam skład procentowy pierwiastków, ale inną ilość atomów, lub inną strukturę, np.: C_2H_2 i C_6H_6 , NO_2 i N_2O_4 .
- 3.2. Nie, ponieważ prawo stałości składu odnosi się do konkretnego związku chemicznego, a nie do połączeń dwóch pierwiastków. Związki zbudowane z tych samych pierwiastków, ale o różnych wartościowościach, mają inny stosunek masowy tych pierwiastków.
- 3.3. 32 g
- 3.4. 3 : 2
- 3.5. 60,3 g rtęci, 4,8 g tlenu
- 3.6. 64 g Cu, 16 g S
- 3.7. 42 g żelaza, 24 g siarki
- 3.8. 0,004 g wodoru, 0,032 g tlenu
- 3.9. Ca : C : O = 10 : 3 : 12
- 3.10. Na : S : O = 23 : 16 : 24
- 3.11. 50%, 40%
- 3.12. 12%
- 3.13. 28,8%
- 3.14. 80% Cu, 20% S
- 3.15. 2% H, 32,7% S, 65,3% O
- 3.16. $Na_2S_2O_3$
- 3.17. 40% S, 60% O
- 3.18. 48,3% Fe, 10,3% C, 41,4% O
- 3.19. Nie, ponieważ masy atomowe sodu i potasu różnią się od siebie.
- 3.20. 1) tak, 2) nie
- 3.21. 1) C_2H_2 i C_6H_6 , 2) NO_2 i N_2O_4 , 3) Cl_2O_6 i ClO_3
- 3.22. 45,8%
- 3.23. Pb
- 3.24. Ca
- 3.25. $\frac{1600}{p} - 48$ [u]
- 3.26. $\frac{p \cdot A_r}{2400 - 30p}$
- 3.27. Ok. 60%
- 3.28. 42% metalu, 19% niemetalu, 39% tlenu
- 3.29. Żelazo
- 3.30. Al_4C_3
- 3.31. $C_6H_{10}O_5$
- 3.32. NO_2 , HO, CH_2O
- 3.33. Na_2S
- 3.34. FeS_2
- 3.35. a) TiO_2 , b) Ti_2O_3 , c) TiO
- 3.36. Fe_3O_4
- 3.37. 4 atomy
- 3.38. VI
- 3.39. K_2O_2
- 3.40. N_2O_4
- 3.41. Cl_2O_6
- 3.42. N_2O
- 3.43. NO
- 3.44. Na_2SO_4
- 3.45. $C_6H_{12}O_6$
- 3.46. $HClO_4$
- 3.47. $MgSiO_3$
- 3.48. Cu
- 3.49. Fe_3S_4
- 3.50. $C_6H_4Cl_2$
- 3.51. Potas
- 3.52. Chlorek. Nie można [Fe(III) lub Nb(V)]
- 3.53. $KMnO_4$, K_2MnO_4
- 3.54. SO_2
- 3.55. NO_2
- 3.56. Cl_2O
- 3.57. SO_2
- 3.58. NO
- 3.59. Z trzech (O_3)
- 3.60. Z czterech atomów (P_4)
- 3.61. Z ośmiu atomów (S_8)
- 3.62. NO_2
- 3.63. 36%
- 3.64. 57,5%
- 3.65. $Na_2SO_4 \cdot 7 H_2O$
- 3.66. 10
- 3.67. $Ca(HS)_2 \cdot 6 H_2O$
- 3.68. 6
- 3.69. $CaCl_2 \cdot 2 H_2O$
- 3.70. Żelazo
- 3.71. 18 moli
- 3.72. Z trzema

ROZDZIAŁ 4.

- 4.1. 2,2 g

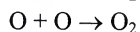
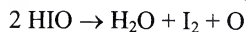
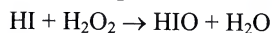
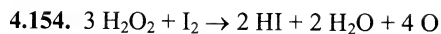
- 4.2. 0,6 g
 4.3. 44 g
 4.4. 15 g B, 45 g D
 4.5. 3,22 g
 4.6. 4,5 dm³
 4.7. 4 : 3
 4.8. 14 moli
 4.9. 0,04 mola
 4.10. 0,75 mola
 4.11. 10 moli
 4.12. 3 mole, 3 mole
 4.13. Nie
 4.14. 20 moli
 4.15. Nie
 4.16. 7 : 4, 9 : 16
 4.17. 0,14 g
 4.18. 0,9 g
 4.19. 17,2 g
 4.20. 11,4 g
 4.21. 14,7 g
 4.22. 1,78 g tlenu, 0,22 g wodoru
 4.23. 0,2 mola
 4.24. 1,5 mola
 4.25. 7,1 g
 4.26. 200 milimoli
 4.27. 0,2 kilomola
 4.28. 4 g
 4.29. 1 mol
 4.30. 96 g
 4.31. 256 g
 4.32. 5,4 g
 4.33. 10,8 g
 4.34. 18 g
 4.35. 0,1 mola
 4.36. 0,115 mola
 4.37. 32 g
 4.38. 18 g
 4.39. Nie
 4.40. Tak
 4.41. Tak
 4.42. 1) nie, 2) tak
 4.43. 0,562 g
 4.44. 4 g

- 4.45. 160 g
 4.46. A – molowy, B – masowy



- 4.48. III
 4.49. H_2SO_4
 4.50. 31,5 g
 4.51. a) 2 : 1 : 2, b) 1 : 1 : 1 : 1, c) 2 : 3 : 2 : 2,
 d) 2 : 1 : 2, e) 2 : 2 : 1 : 2, f) 4 : 5 : 4 : 6
 4.52. 1) $2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{SO}_3$
 2) $4 \text{NH}_3 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{NO} + 6 \text{H}_2\text{O}$
 3) $\text{N}_2\text{O} + \text{H}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 4.53. 5 dm³
 4.54. 30 dm³
 4.55. 134 dm³
 4.56. 75 m³ H₂, 25 m³ N₂
 4.57. 162 dm³
 4.58. 12 cm³
 4.59. 1,87 p [dm³]
 4.60. a) $V_p = 0,8 V_s$, b) $V_p = 0,4 V_s$
 4.61. Tak
 4.62. 134 dm³
 4.63. 4,48 dm³
 4.64. 2,68 mola
 4.65. 0,446 mola
 4.66. 235 dm³
 4.67. 2,69 dm³
 4.68. 0,224 dm³
 4.69. 6,72 dm³
 4.70. 85 g
 4.71. 42,8 mg
 4.72. 15,2 g
 4.73. 31,5 g
 4.74. a) 395 dm³ H₂ i 132 dm³ N₂,
 b) 448 dm³ H₂ i 150 dm³ N₂
 4.75. a) 14,3 g, b) 13 g

- 4.76. W pierwszym
- 4.77. W naczyniu z magnezem
- 4.78. Szalka, na której znajdowało się naczynie z magnezem, była lżejsza.
- 4.79. $1,58 \text{ dm}^3$
- 4.80. 2 dm^3
- 4.81. FeS
- 4.82. Tlen, o 0,2%
- 4.83. Nadmiar cynku o 2 g
- 4.84. 17,5 g
- 4.85. 30,6 g
- 4.86. $6,4 \text{ dm}^3$
- 4.87. 6,25 g
- 4.88. 7 dm^3
- 4.89. $\frac{2}{3}$ mola NH_3 , $\frac{2}{3}$ mola N_2
- 4.90. Kwaśny
- 4.91. 20 milimoli
- 4.92. $0,124 \text{ dm}^3$
- 4.93. Ok. 13,3 mola
- 4.94. a) $2,78 m_1$, b) $m_2 - 1,78 m_1$
- 4.95. W obu tyle samo
- 4.96. We wszystkich
- 4.97. 64,3 mg
- 4.98. 28,6%
- 4.99. a) nie, b) nie
- 4.100. 40%
- 4.101. Chloru
- 4.102. C_3H_8
- 4.103. C_3H_4
- 4.104. Cu_2S
- 4.105. CS_2
- 4.106. CH_4S
- 4.107. Mn_3O_4
- 4.108. CrO_3
- 4.109. ZnO
- 4.110. Mn_2O_7
- 4.111. Fe_3O_4
- 4.112. U_3O_8
- 4.113. P_2O_3
- 4.114. II
- 4.115. IV
- 4.116. III
- 4.117. 204 u (tal)
- 4.118. Wapń
- 4.119. 56 u
- 4.120. 48 u (tytan)
- 4.121. $n = 2,5$
- 4.122. Cyrkon
- 4.123. 98%
- 4.124. 61%
- 4.125. $9,52 \text{ dm}^3$
- 4.126. $6 \cdot 10^5 \text{ kg}$
- 4.127. Ok. 25%
- 4.128. 66,5%
- 4.129. $329 \frac{m}{p} [\text{dm}^3]$
- 4.130. 1,25 mola
- 4.131. 0,48 mola $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{Br}$,
0,52 mola $\text{CH}_3\text{CHBrCH}_3$
- 4.132. 25%
- 4.133. 20%
- 4.134. Ok. 8% CO_2 i 92% CO
- 4.135. 13,5% Fe i 86,5% FeO
- 4.136. a) $5,6 \text{ dm}^3$, b) ok. 40% Fe_2O_3 i 60% Fe_3O_4
- 4.137. 0,212 mola
- 4.138. b) – najszybciej, d) – najwolniej
- 4.139. 1,46 mola
- 4.140. Nie
- 4.141. 1) z największą, 2) z najmniejszą
- 4.142. Zmaleje czterokrotnie
- 4.143. a) wzrośnie 6,25 razy, b) zmaleje 6,25 razy
- 4.144. $2 \text{ NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ NO}_2$
produkt przejściowy: N_2O_2
- 4.145. $2 \text{ N}_2\text{O}_5 \rightarrow 4 \text{ NO}_2 + \text{O}_2$
Produkty przejściowe to: NO i NO_3
- 4.146. a) 2, b) 1, c) 1, d) 3, e) 4
- 4.147. 1) NO_2 , 2) NO, 3) $2 \text{ CO} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ CO}_2$
- 4.148. 1) I_2 , 2) AlI_3 , 3) $4 \text{ Al} + 3 \text{ O}_2 \rightarrow 2 \text{ Al}_2\text{O}_3$
- 4.149. 1) V_2O_5 , 2) V_2O_4 , 3) $2 \text{ SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ SO}_3$
- 4.150. 1) Br_2 , 2) NOBr, 3) $2 \text{ NO} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{ NOCl}$
- 4.151. 1) Pt, 2) PtO, PtO₂, 3) $2 \text{ SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ SO}_3$
- 4.152. Etap I: $\text{AB} + \text{K} \rightarrow \text{ABK}$
Etap II: $\text{ABK} + \text{CD} \rightarrow \text{AD} + \text{CBK}$
Etap III: $\text{CBK} \rightarrow \text{CB} + \text{K}$
- 4.153. Etap I: $\text{SO}_2 + \text{NO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 + \text{NO}$
Etap II: $2 \text{ NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ NO}_2$
Równanie sumaryczne: $2 \text{ SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ SO}_3$



4.155. Wzrosnię 81 razy

4.156. Wzrosnię 27 razy

4.157. Wzrosnię 64 razy

4.158. 64 razy

4.159. a) $0,2 \text{ mol}/(\text{dm}^3 \cdot \text{s})$, b) $0,12 \text{ mol}/(\text{dm}^3 \cdot \text{s})$

4.160. A) łączną energię wiązań chemicznych wszystkich reagentów w określonym czasie;

B) a – łączną energię wiązań wszystkich produktów,

b – łączną energię wszystkich substratów;

c – maksymalną energię wiązań chemicznych kompleksu aktywnego;

d – energię aktywacji;

e – efekt energetyczny reakcji

C) ujemny (reakcja jest egzotermiczna)

4.161. $0,125 \text{ mol}/\text{min} \cdot \text{K}$

4.162. a) maleje, b) $1,3 \text{ g/s}$, c) po pierwszej sekundzie około $1,5 \text{ g/s}$, po sześciu sekundach około $0,6 \text{ g/s}$ (szybkość chwilowa jest proporcjonalna do tangensa kąta nachylenia stycznej)

4.163. a)
$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}]^2}{[\text{H}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]}$$

4.164. a)
$$K_c = \frac{[\text{CO}_2]}{[\text{O}_2]}$$
, bezwymiarowa

4.165. $K_c = 1,92$

4.166. 1)
$$K_c = \frac{b^2}{(a-b)^2}$$
, 2)
$$K_c = \frac{b}{(a-b)^2}$$

4.167.
$$K_c = \frac{c^2}{(a-c)^2 \cdot \left(b - \frac{c}{2}\right)}$$

4.168. $K_c = 50,2$

4.169. $64,4$

4.170. $\text{H}_2 - 15 \text{ mol}/\text{dm}^3$, $\text{N}_2 - 5 \text{ mol}/\text{dm}^3$

4.171. $\text{H}_2 - 0,7 \text{ mol}/\text{dm}^3$, $\text{I}_2 - 0,5 \text{ mol}/\text{dm}^3$

4.172. $72,7\% \text{ CO}_2$, $18,2\% \text{ CO}$, $9,1\% \text{ O}_2$

4.173. $n_A = 1,6 \text{ mola}$, $n_B = 3,6 \text{ mola}$,
 $n_C = n_D = 2,4 \text{ mola}$

4.174.
$$\frac{\left(\frac{w_3 \cdot x}{w_1 \cdot V}\right)^{w_3} \cdot \left(\frac{w_4 \cdot x}{w_1 \cdot V}\right)^{w_4}}{\left(\frac{n_1 - x}{V}\right)^{w_1} \cdot \left(\frac{n_2 - \frac{w_2}{w_1} \cdot x}{V}\right)^{w_2}} =$$

$$= K_c \left[\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}\right]^{w_3 + w_4 - w_1 - w_2}$$

4.175. $0,833 \text{ mola}$

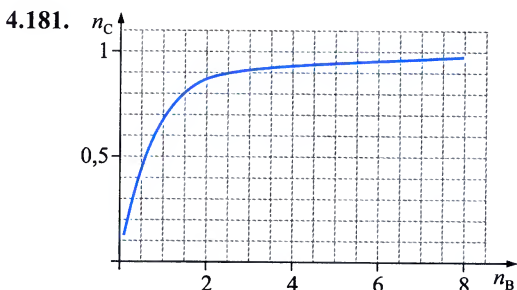
4.176. a) $1,33 \text{ mol}/\text{dm}^3$, b) $1,15 \text{ mol}/\text{dm}^3$,
c) $2,67 \text{ mol}/\text{dm}^3$

4.177. $[\text{CO}] = 0,4 \text{ mol}/\text{dm}^3$, $[\text{CO}_2] = 0,2 \text{ mol}/\text{dm}^3$

4.178. $77\% \text{ O}_2$, $23\% \text{ CO}_2$

4.179. $\text{CO}_2 : \text{H}_2 = 9 : 1$

4.180. 1) $K_c = 1$, 2) $[\text{CO}] = 3 \text{ mol}/\text{dm}^3$,
 $[\text{H}_2\text{O}] = 6 \text{ mol}/\text{dm}^3$, 3) $[\text{CO}] = 5,4 \text{ mol}/\text{dm}^3$,
 $[\text{H}_2\text{O}] = 2,4 \text{ mol}/\text{dm}^3$, $[\text{H}_2] = 3,6 \text{ mol}/\text{dm}^3$,
 $[\text{CO}_2] = 3,6 \text{ mol}/\text{dm}^3$



Równanie określające stan równowagi tej reakcji ma postać:

$$K_c = \frac{[\text{C}][\text{D}]}{[\text{A}][\text{B}]}$$

Ilość powstałego produktu D jest równa ilości powstałego produktu C, zatem:

$$K_c = \frac{[\text{C}]^2}{[\text{A}][\text{B}]}, \quad [\text{C}]^2 = K_c [\text{A}][\text{B}]$$

$$[\text{C}] = \sqrt{K_c \cdot [\text{A}][\text{B}]}$$

K_c oraz $[\text{A}]$ są stałe, zatem wykres przyjmuje postać funkcji: $y = \sqrt{a \cdot x}$

4.182. Ok. $2,4\%$

4.183. $33,3\%$, $K_c = 6,8 \cdot 10^{-3}$

4.184. 1) w lewo, 2) w prawo, 3) w prawo

4.185. 1) w prawo, 2) w lewo, 3) w lewo, 4) w prawo

4.186. 1) usunąć wodór, 2) usunąć wodę

4.187. 1) w lewo, 2) w prawo

4.188. Tak (reakcja egzotermiczna; chłodzenie przesuwa równowagę w prawo)

- 4.189. 1) bez zmian, 2) bez zmian
- 4.190. a) zmniejszy się, b) nie zmieni się, c) zmniejszy się, d) zmniejszy się, e) nie zmieni się, f) zmniejszy się
- 4.191. W lewo
- 4.192. W prawo
- 4.193. 1) nie zmieni się, 2) w prawo, 3) w lewo
- 4.194. 1) w prawo, 2) w lewo, 3) w lewo, 4) w prawo, 5) nie zmieni się
- 4.195. Aby zapoczątkować reakcję, należy pokonać barierę energii aktywnej, dlatego na początku jest konieczne ogrzanie substratów. Później energia wydzielająca się w wyniku reakcji będzie wyższa od energii aktywacji, więc proces będzie podtrzymywany.
- 4.196. Jest to proces endotermiczny.
- 4.197. + 46,2 kJ
- 4.198. a) $\Delta H = 26$ kJ, b) $\Delta H = -297$ kJ, c) $\Delta H = 9,25$ kJ
- 4.199. $\Delta H = -203$ kJ/mol
- 4.200. 25,1 dm³
- 4.201. W pierwszej reakcji jod jest użyty jako ciało stałe i jest mniej reaktywny, dlatego musi być dostarczona energia, aby reakcja mogła przebiegać. W drugiej reakcji jod w postaci gazu reaguje łatwiej i nie musi być dostarczana energia z zewnątrz, aby reakcja mogła przebiegać.
- 4.202. $\Delta H = 62$ kJ/mol
- 4.203. $\Delta H = -95,2$ kJ
- 4.204. 1025 kJ
- 4.205. $\Delta H = -984$ kJ
- 4.206. $\Delta H = -848$ kJ
- 4.207. $\Delta H = 81,5$ kJ
- 4.208. $\Delta H = -310$ kJ
- 4.209. $\Delta H = -106$ kJ
- 4.210. $\Delta H = -803$ kJ
- 4.211. $\Delta H = -20$ kJ
- 4.212. $\Delta H = -131$ kJ
- 4.213. $\Delta H = -222$ kJ
- 4.214. a) $\Delta H = -489$ kJ, b) $\Delta H = 184$ kJ, c) $\Delta H = -85$ kJ, d) $\Delta H = -929$ kJ, e) $\Delta H = -119$ kJ, f) $\Delta H = 341$ kJ
- 4.215. a) $\Delta H = -3093$ kJ, b) $\Delta H = -1661$ kJ
- 4.216. $\Delta H = -928$ kJ
- 4.217. 38,96 kJ
- 4.218. 18 : 1
- 4.219. $\Delta H = 20,6$ kJ
- 4.220. 1) $4 \text{ N} \rightarrow 2 \text{ N}_2$
 $\Delta H = -2 \cdot E_{\text{N}=\text{N}} = -2 \cdot 947 \text{ kJ} = -1894 \text{ kJ}$
 2) $4 \text{ N} \rightarrow \text{N}_4$
 $\Delta H = -6 E_{\text{N}-\text{N}} = -6 \cdot 163 \text{ kJ} = -978 \text{ kJ}$
 Wniosek: układ 4 N tworząc 2 N₂ obniża energię o większą wartość niż przy tworzeniu N₄.
 3) $4 \text{ P} \rightarrow 2 \text{ P}_2$
 $\Delta H = 2 \cdot E_{\text{P}=\text{P}} = -2 \cdot 490 \text{ kJ} = -980 \text{ kJ}$
 4) $4 \text{ P} \rightarrow \text{P}_4$
 $\Delta H = 6 \cdot E_{\text{P}-\text{P}} = -6 \cdot 201 \text{ kJ} = -1206 \text{ kJ}$
 Wniosek: dla fosforu reakcje są odwrotne.

ROZDZIAŁ 5.

- 5.1. 60%
- 5.2. 8 g
- 5.3. 2,34 g
- 5.4. Ok. 11,7 g
- 5.5. 450 g
- 5.6. 29,8%
- 5.7. 5000 ppm
- 5.8. 0,04‰
- 5.9. 0,25 m%
- 5.10. 2,2 ppm
- 5.11. a) 0,001‰, b) 1 ppm, c) 1000 ppb
- 5.12. 0,5 g
- 5.13. 3,6 kg
- 5.14. 10⁵ kg = 100 ton
- 5.15. 1 kg
- 5.16. 30÷50 ppb
- 5.17. 61,6%
- 5.18. 87,5%
- 5.19. 15%
- 5.20. 80%
- 5.21. 9 kg
- 5.22. 50 g
- 5.23. 4,7%
- 5.24. 23,8%
- 5.25. 80% Fe₂O₃, 15% SiO₂
- 5.26. 50 g
- 5.27. 2 Fe₂S₃ + 5 MgO + 3 Al₂O₃ + Cu₂S

5.28. 144 g, 2 : 7

5.29. 2 : 1

5.30. 59,2% O₂ i 40,8% CO₂

5.31. 16,8 dm³

5.32. 670 g

5.33. 31 g, 33,6 dm³

5.34. 10% F₂ i 90% Cl₂

5.35. 25,1% Xe i 74,9% CO₂

5.36. 31,6% He, 42,1% H₂, 26,3% CH₄

$$5.37. p_{\text{Ne}}^{\circ} = \frac{32 a \cdot 100\%}{32 a + 20 b}$$

$$p_{\text{O}_2}^{\circ} = \frac{20 b \cdot 100\%}{32 a + 20 b}$$

5.38. 55,5% Cl₂ i 44,5% F₂

5.39. 40% SO₂, 60% O₂

5.40. He : H₂ = 1 : 2

5.41. F₂ : Ar = 3 : 5

5.42. H₂ : CO = 3 : 2

5.43. Au : Ag = 1 : 1,82

5.44. N₂ : O₂ = 7 : 2

5.45. Muszą być równe

$$5.46. \frac{\text{O}_2}{\text{CO}_2} = \frac{32 a}{44 b}$$

$$5.47. p_A^m = \frac{p_A^{\circ} \cdot M_A \cdot 100\%}{p_A^{\circ} \cdot M_A + p_B^{\circ} \cdot M_B}$$

$$5.48. p_A^m = \frac{d_A \cdot p_A^{\circ} \cdot 100\%}{d_A \cdot p_A^{\circ} + d_B \cdot p_B^{\circ}}$$

$$5.49. p_A^{\circ} = \frac{p_A^m \cdot d_B \cdot 100\%}{p_A^m \cdot d_B + p_B^m \cdot d_A}$$

5.50. 74%

5.51. 72,4%

5.52. 1) 43,7%, 2) 45%

5.53. 70,7% NaCl, 29,3% KBr

5.54. $u_A^{\text{mol}} = 0,25$, $u_B^{\text{mol}} = 0,4$, $u_C^{\text{mol}} = 0,35$

5.55. 0,8

5.56. 0,252

5.57. 0,2

$$5.58. u_A^{\circ} = \frac{u_A^m \cdot d_B}{u_A^m \cdot d_B + u_B^m \cdot d_A}$$

$$5.59. u_A^{\text{mol}} = \frac{u_A^m \cdot M_B}{u_A^m \cdot M_B + u_B^m \cdot M_A}$$

$$5.60. u_A^{\text{mol}} = \frac{u_A^{\circ} \cdot d_A \cdot M_B}{u_A^{\circ} \cdot d_A \cdot M_B + u_B^{\circ} \cdot d_B \cdot M_A}$$

$$5.61. u_A^m = \frac{u_A^{\text{mol}} \cdot M_A}{u_A^{\text{mol}} \cdot M_A + u_B^{\text{mol}} \cdot M_B}$$

$$5.62. u_A^{\circ} = \frac{u_A^{\text{mol}} \cdot M_A \cdot d_B}{u_A^{\text{mol}} \cdot M_A \cdot d_B + u_B^{\text{mol}} \cdot M_B \cdot d_A}$$

5.63. 1,29 g/dm³

5.64. 64,8% N₂, 35,2% CO₂

5.65. Średnia masa molowa mieszaniny to łączna masa składników mieszaniny podzielona przez łączną ilość moli jej składników. Zatem dla mieszaniny dwuskładnikowej:

$$M_m = \frac{m_1 + m_2}{n_1 + n_2}$$

Znając masy molowe poszczególnych składników możemy powiązać ich masy z ilością moli:

$$M_m = \frac{n_1 \cdot M_1 + n_2 \cdot M_2}{n_1 + n_2} = \frac{n_1 \cdot M_2}{n_1 + n_2} + \frac{n_2 \cdot M_2}{n_1 + n_2}$$

Iloraz $n_1/(n_1 + n_2)$ stanowi ułamek molowy; podobnie jest w przypadku n_2 , czyli:

$$M_m = u_1^{\text{mol}} \cdot M_1 + u_2^{\text{mol}} \cdot M_2$$

Oba gazy znajdują się w tych samych warunkach, zatem ich ułamki molowe są równe ułamkom objętościowym:

$$M_m = u_1^{\circ} \cdot M_1 + u_2^{\circ} \cdot M_2$$

Między ułamkiem objętościowym, a składem procentowym zachodzi zależność:

$$p^{\circ} = u^{\circ} \cdot 100\%$$

$$u^{\circ} = p^{\circ}/100\%$$

Mamy zatem:

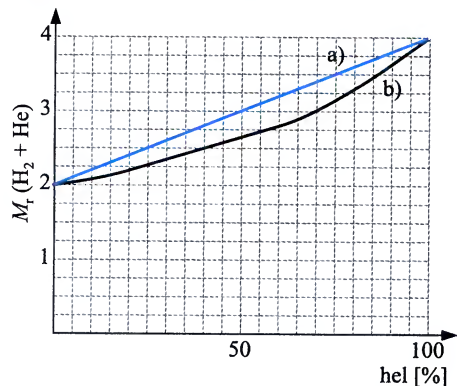
$$M_m = u_1^{\circ} \cdot M_1 + u_2^{\circ} \cdot M_2 = \frac{p_1^{\circ} \cdot M_1}{100\%} + \frac{p_2^{\circ} \cdot M_2}{100\%} = \frac{p_1^{\circ} \cdot M_1 + p_2^{\circ} \cdot M_2}{100\%}$$

5.66. 28,8 g \approx 29 g

5.67. a) 3 g/mol, b) 2,67 g/mol, c) 3 g/mol

5.68. a) Ne : Ar = 3 : 1, b) Ne : Ar = 3 : 2

5.69.



5.70. Wychodzimy z zależności: $V_m = V_1 + V_2$

Korzystając ze wzoru określającego gęstość
zamieniamy objętości:

$$d = m/V, \quad V = m/d$$

$$\frac{m_m}{d_m} = \frac{m_1}{d_1} + \frac{m_2}{d_2}$$

$$\frac{1}{d_m} = \frac{m_1}{d_1 \cdot m_m} + \frac{m_2}{d_2 \cdot m_m}$$

Procentowy skład masowy wyraża się wzorem:

$$p^m = \frac{m_1}{m_m} \cdot 100\%, \text{ zatem}$$

$$\frac{m_1}{m_m} = \frac{p^m}{100\%}$$

$$\frac{1}{d_m} = \frac{p_1^m}{d_1 \cdot 100\%} + \frac{p_2^m}{d_2 \cdot 100\%}$$

$$\frac{1}{d_m} = \frac{p_1^m \cdot d_2 + p_2^m \cdot d_1}{d_1 \cdot 100\% \cdot d_2}$$

$$d_m = \frac{d_1 \cdot 100\% \cdot d_2}{p_1^m \cdot d_2 + p_2^m \cdot d_1}$$

5.71. 1,14 g/dm³

5.72. 78,6% H₂, 21,4% He

5.73. Ok. 44 u

5.74. Gazy o gęstości większej: O₂ i Cl₂
gazy o gęstości mniejszej: He, CH₄

5.75. $d_m = \frac{m_m}{V_m} = \frac{m_1 + m_2}{V_1 + V_2} = \frac{V_1 d_1 + V_2 d_2}{V_1 + V_2}$

Po przekształceniach: $\frac{V_1}{V_2} = \frac{d_2 - d_m}{d_m - d_1}$

5.76. $d_m = \frac{m_m}{V_m} = \frac{m_1 + m_2}{\frac{m_1}{d_1} + \frac{m_2}{d_2}}$

Po przekształceniach:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{1 - \frac{d_m}{d_2}}{\frac{d_m}{d_1} - 1} = \frac{d_1(d_2 - d_m)}{d_2(d_m - d_1)}$$

5.77. 0,4 g/cm³, 0,6 g/cm³

5.78. 11,8 g

5.79. 13,9 kg

5.80. 678 kg

5.81. a) 4,38 dm³, b) 4,91 dm³

5.82. a) 934 m³, b) 1120 m³

5.83. a) 4,67 dm³, b) 4,8 dm³

5.84. 13,8 dm³

5.85. 63,6% Ag, 36,4% Cu

5.86. 3 dm³

5.87. 3,36 dm³

5.88. 16,8 dm³

5.89. 138 g

5.90. 1,6 m³

5.91. V_P : V_H = 1 : 5,4

5.92. 0,0637 g

5.93. a) 296 g, b) SbH₃ : H₂ = 1 : 8,8

5.94. 13 dm³

5.95. Tak

5.96. 6,82 g

5.97. 0,338 g

5.98. 6,91 g

5.99. 27%

5.100. 3 g

5.101. a) 20,2 g, b) 2,24 dm³, c) 2,43 dm³

5.102. 61 g

5.103. 2 mole

5.104. 9 cząsteczek

5.105. Ok. 20 cząsteczek

5.106. a) 1,71 g, b) 0,49 g

5.107. 90,9%

5.108. 25%

5.109. 14,4%

5.110. 67,8%

5.111. 22,4%

5.112. 20%

5.113. 52,2%

5.114. 10% Si, 90% Al

5.115. Ok. 50% Al i ok. 50% Zn

5.116. 50% Fe, 21,4% Zn, 28,6% Cu

5.117. Ok. 25% Al i ok. 75% Fe

5.118. N₂O : N₂O₃ = 3 : 8

5.119. 24,1% NO i 75,9% N₂O₅

5.120. 38,7%

5.121. 28,6% CaCO₃, 71,4% MgCO₃

5.122. 39,6% CuCl₂ i 60,4% CuSO₄

5.123. Ok. 57,2% Cu₂O i ok. 42,8% CuO

5.124. Ok. 10% Ba(OH)₂ i ok. 90% Ca(OH)₂

5.125. Ok. 20% NaCl i ok. 80% NaNO₃

5.126. 2 cm³

5.127. 15,8% CaH₂, 36,1% Al₄C₃, 48,1% CaC₂

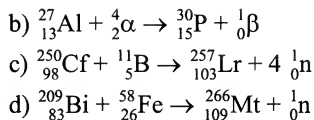
5.128. 15,4% AgI i 84,6% AgCl

5.129. 30,8% Mg i 69,2% Al

- 5.130. Nie, ponieważ można ułożyć tylko dwa równania z trzema niewiadomymi m_A, m_B, m_C :
 $m_A + m_B + m_C = m$ oraz $V_A + V_B + V_C = V$
gdzie: V_A, V_B, V_C – objętości H_2 otrzymane odpowiednio z mas m_A, m_B, m_C metali na podstawie znanej (ze składu jakościowego) stechiometrii równań.
- 5.131. Glin lub beryl
- 5.132. Beryl
- 5.133. Beryl, min. 72%, max. 90%

ROZDZIAŁ 6.

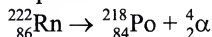
- 6.1. ${}^6_3\text{Li}$: ilość nukleonów 6, $p = e = 3, n = 6 - 3 = 3$
 ${}^{32}_{16}\text{S}$: ilość nukleonów 32, $p = e = 16,$
 $n = 32 - 16 = 16$
 ${}^{127}_{53}\text{I}$: ilość nukleonów 127, $p = e = 53,$
 $n = 127 - 53 = 74$
 ${}^2_1\text{H}$: ilość nukleonów 2, $p = e = 1, n = 2 - 1 = 1$
- 6.2. ${}^{65}_{29}\text{Cu}, {}^{12}_6\text{C}, {}^2_1\text{H}, {}^{35}_{17}\text{Cl}$
- 6.3. 1) 0,026%, 2) 99,97% \approx 100%
- 6.4. a) 1) 37, 2) 85, 3) 48, 4) 37, 5) 37
b) 1) 7, 2) 15, 3) 8, 4) 7, 5) 7
- 6.5. a) 1) ${}^{30}_{14}\text{Si}$, 2) krzem-30, 3) 16, 4) 14, 5) 14
b) 1) ${}^{87}_{37}\text{Rb}$, 2) rubid-87, 3) 50, 4) 37, 5) 37
- 6.6. a) 1) ${}^{45}_{21}\text{Sc}$, 2) skand-45, 3) 21, 4) 45, 5) 21
b) 1) ${}^{202}_{80}\text{Hg}$, 2) rtęć-202, 3) 80, 4) 202, 5) 80
- 6.7. a) 1) hel-3, 2) ${}^3_2\text{He}$, 3) 3, 4) 1, 5) 2
b) 1) argon-40, 2) ${}^{40}_{18}\text{Ar}$, 3) 40, 4) 22, 5) 18
- 6.8. I. ${}^{36}_{16}\text{E}, {}^{34}_{16}\text{E}, {}^{33}_{16}\text{E}, {}^{32}_{16}\text{E}, \text{E}$ – siarka
II. ${}^{37}_{17}\text{E}, {}^{35}_{17}\text{E}, \text{E}$ – chlor
III. ${}^{40}_{18}\text{E}, {}^{38}_{18}\text{E}, {}^{36}_{18}\text{E}, \text{E}$ – argon
- 6.9. Izotopy różnią się między sobą właściwościami fizycznymi, czyli: gęstością, ciepłem właściwym i temperaturą wrzenia.
- 6.10. Są to dwa różne pierwiastki. Mają różne liczby atomowe i masowe, a także właściwości chemiczne i fizyczne.
- 6.11. a) nie, b) tak, c) tak
- 6.12. 1) tak, 2) nie, 3) tak
- 6.13. 2)
- 6.14. 3)
- 6.15. Liczba atomowa musi być liczbą całkowitą, a każdej liczbie atomowej od 1 do 92 jest już przypisany określony pierwiastek.
- 6.16. Tylko 3)
- 6.17. Istnieją co najmniej dwa izotopy o liczbach masowych około 150
- 6.18. a) argon-36; liczby atomowe rosnące o 5, a masowe o 10
b) ${}^{113}_{51}\text{Sb}$; nuklidy są izobarami (atomami różnych pierwiastków, ale o tej samej liczbie masowej) uporządkowanymi w kolejności liczb atomowych rosnących o 1
c) ${}^{78}_{38}\text{Sr}$; nuklidy są izotonami (atomami różnych pierwiastków, ale o tej samej liczbie neutronów: $A - Z$) uporządkowanymi w kolejności liczb atomowych rosnących o 2
- 6.19. a) ${}^{12}\text{C}^{16}\text{O}_2, {}^{12}\text{C}^{17}\text{O}_2, {}^{12}\text{C}^{18}\text{O}_2, {}^{12}\text{C}^{16}\text{O}^{17}\text{O}, {}^{12}\text{C}^{16}\text{O}^{18}\text{O}, {}^{12}\text{C}^{17}\text{O}^{18}\text{O}, {}^{13}\text{C}^{16}\text{O}_2, {}^{13}\text{C}^{17}\text{O}_2, {}^{13}\text{C}^{18}\text{O}_2, {}^{13}\text{C}^{16}\text{O}^{17}\text{O}, {}^{13}\text{C}^{16}\text{O}^{18}\text{O}, {}^{13}\text{C}^{17}\text{O}^{18}\text{O}$
b) ${}^1\text{H}_2^{16}\text{O}, {}^1\text{H}_2^{17}\text{O}, {}^1\text{H}_2^{18}\text{O}, {}^2\text{H}_2^{16}\text{O}, {}^2\text{H}_2^{17}\text{O}, {}^2\text{H}_2^{18}\text{O}, {}^1\text{H}^2\text{H}^{16}\text{O}, {}^1\text{H}^2\text{H}^{17}\text{O}, {}^1\text{H}^2\text{H}^{18}\text{O}$
c) ${}^{14}\text{N}^1\text{H}_3, {}^{14}\text{N}^2\text{H}_3, {}^{15}\text{N}^1\text{H}_3, {}^{15}\text{N}^2\text{H}_3, {}^{14}\text{N}^2\text{H}^1\text{H}_2, {}^{15}\text{N}^2\text{H}^1\text{H}_2, {}^{14}\text{N}^1\text{H}^2\text{H}_2, {}^{15}\text{N}^1\text{H}^2\text{H}_2$
- 6.20. 1) ${}^1\text{H}_2^{32}\text{S}^{16}\text{O}_4$, 2) ${}^2\text{H}_2^{36}\text{S}^{18}\text{O}_4$
- 6.21. $\text{CuCl}_2, \text{CH}_2$
- 6.22. a) $\text{D}_2\text{O} + \text{SO}_3 \rightarrow \text{D}_2\text{SO}_4$
b) $\text{D}_2\text{O} + \text{K}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{KOD}$
c) $\text{Mg}_3\text{N}_2 + 6 \text{D}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{ND}_3 + 3 \text{Mg(OD)}_2$
d) $\text{D}_2\text{O} + \text{SO}_3 \rightarrow \text{D}_2\text{SO}_4$
 $2 \text{D}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{NaDSO}_4 + \text{D}_2\text{O}$
- 6.23. 19% ${}^{10}\text{B}$, 81% ${}^{11}\text{B}$
- 6.24. Ok. 69,8 u
- 6.25. 63 i 65
- 6.26. Ok. 2906
- 6.27. 28,1 u
- 6.28. 1,1 u
- 6.29. Maleje
- 6.30. H – 1840
- 6.31. D_2
- 6.32. 181 g
- 6.33. ${}^1\text{A}^1\text{B} - 3\%, {}^1\text{A}^2\text{B} - 7\%, {}^2\text{A}^1\text{B} - 27\%, {}^2\text{A}^2\text{B} - 63\%$
- 6.34. a) ${}^{209}_{84}\text{Po}, {}^{235}_{92}\text{U}$
b) ${}^{223}_{87}\text{Fr}, {}^{238}_{92}\text{U}$
- 6.35. a) ${}^{227}_{90}\text{Th} \rightarrow {}^{223}_{88}\text{Ra} + {}^4_2\alpha$
b) ${}^{223}_{87}\text{Fr} \rightarrow {}^{223}_{88}\text{Ra} + {}^0_{-1}\beta$
c) ${}^{238}_{92}\text{U} \rightarrow {}^{234}_{90}\text{Th} + {}^4_2\alpha$
d) ${}^{40}_{19}\text{K} \rightarrow {}^{40}_{20}\text{Ca} + {}^0_{-1}\beta$
- 6.36. a) β , b) α , c) β , d) α
- 6.37. a) ${}^{238}_{92}\text{U} + {}^1_0\text{n} \rightarrow {}^{239}_{93}\text{Np} + {}^0_{-1}\beta$



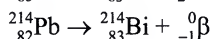
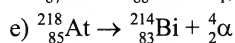
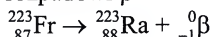
6.38. a) tor-232

b) ołów-208

c) rozpadowi α



d) rozpadowi β



f) 11

g) 8 rozpadów α i 6 rozpadów β . Wartości te nie zależą od kolejności rozpadów w punktach rozgałęzień, zmienia się tam jedynie kolejność, a nie liczba poszczególnych przemian.

6.39. 6 rozpadów α i 4 rozpad β

6.40. 8 rozpadów α i 6 rozpadów β

6.41. Polon-211

6.42. Szereg rozpadów rozpoczynał się od jądra radu-228.

6.43. Ołów-207

6.44. ${}^{207}\text{Pb}$

6.45. 12,5 mg

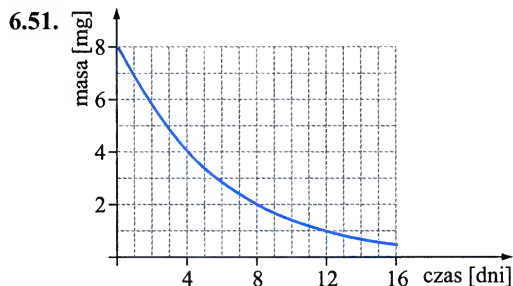
6.46. Istnieje 5 możliwości: 4, 3, 2, 1, 0, z których żadna nie jest preferowana. Okres półtrwania jest wielkością, którą można stosować tylko do dużych ilości atomów. Im większa liczba atomów, tym dokładniejszy wynik obliczeń.

6.47. 18 min

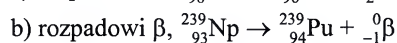
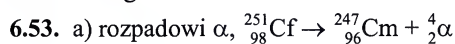
6.48. Ok. 10 min

6.49. Ok. 28 lat

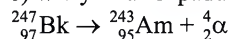
6.50. Ok. 2,75 g



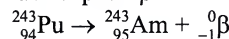
6.52. 10 mg



c) w wyniku rozpadu α

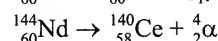
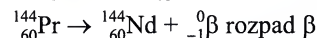
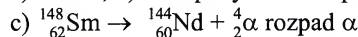


lub rozpadu β



d) 5 rozpadów α i 3 rozpad β , bez względu na kolejność w punktach rozgałęzień

6.54. a) cer-40, b) 4 rozpad α i 7 rozpadów β ,



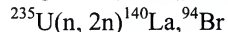
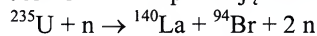
6.55.

Rodzaj przemiany	Zapis pełny	Zapis uproszczony
Rozpad α	${}^{218}\text{Po} \rightarrow {}^{214}\text{Pb} + \text{He}$	${}^{218}\text{Po}(-, \alpha) {}^{214}\text{Pb}$
Reakcja jądrowa	${}^{70}\text{Zn} + \text{p}^+ \rightarrow {}^{70}\text{Ga} + \text{n}$	${}^{70}\text{Zn}(\text{p}, \text{n}) {}^{70}\text{Ga}$
Rozpad β	${}^{228}\text{Th} \rightarrow {}^{228}\text{Pa} + \text{e}$	${}^{228}\text{Th}(-, \beta) {}^{228}\text{Pa}$
Reakcja jądrowa	${}^{56}\text{Fe} + \text{H} \rightarrow {}^{57}\text{Co} + \text{n}$	${}^{56}\text{Fe}(\text{d}, \text{n}) {}^{57}\text{Co}$

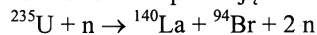
6.56.

Rodzaj przemiany	Zapis pełny	Zapis uproszczony
Rozpad β	${}^{16}\text{Ne} \rightarrow {}^{16}\text{Na} + \text{e}$	${}^{16}\text{Ne}(-, \beta) {}^{16}\text{Na}$
Wychwyt K	${}^{55}\text{Fe} + \text{e} \rightarrow {}^{55}\text{Mn}$	${}^{55}\text{Fe}(\beta^-, \text{e}) {}^{55}\text{Mn}$
Fuzja jądrowa	${}^3\text{T} + \text{p}^+ \rightarrow {}^3\text{He} + \text{n}$	$\text{T}(\text{p}, \text{n}) {}^3\text{He}$

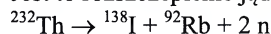
6.57. Jest to rozszczepienie jądrowe (wymuszone)



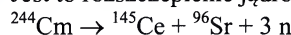
6.58. Jest to rozszczepienie jądrowe (wymuszone)



6.59. Jest to rozszczepienie jądrowe (samorzutne)



6.60. Jest to rozszczepienie jądrowe (samorzutne)



6.61. a) i b) przesunięcie o jedno miejsce w lewo

6.62. 2,700135 (czyli nie zmieni się)

6.63. +28 e

6.64. a) ok. 112 pm, b) ok. 32%

6.65. a) 3 powłoki, 2 elektrony walencyjne

b) 2 powłoki, 4 elektrony walencyjne

c) 4 powłoki, 5 elektronów walencyjnych

d) 2 powłoki, 8 elektronów walencyjnych

6.66. Fosfor, bizmut

6.67. Cyna, jod

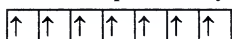
6.68. Azot

6.69. Mogą to być pierwiastki z 3. okresu układu okresowego, czyli: glin i fosfor

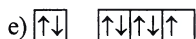
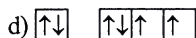
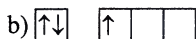
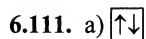
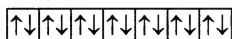
6.70. Sód

- 6.71. Arsen
- 6.72. a) 1) 15, 2) 5
b) 1) 34, 2) 6
c) 1) 38, 2) 2
- 6.73. Szukane pierwiastki to: cyna, tellur, ołów i polon
- 6.74. Patrz tablica Mendelejewa z konfiguracją powłokową
- 6.75. a) brom, b) azot, c) cez
Pierwsza metoda polega na zsumowaniu elektronów i wyznaczeniu dzięki temu liczby atomowej pierwiastka. Druga metoda polega na policzeniu powłok, na których znajdują się elektrony, co pozwala określić numer okresu, a następnie liczbę elektronów walencyjnych, która pozwala określić grupę, w której leży dany pierwiastek.
- 6.76. a) Al, b) Si, c) O, d) I
- 6.77. Drugi
- 6.78. Neon, hel
- 6.79. Nie
- 6.80. Jedna siła przyciągania i dwie siły odpychania
- 6.81. a) 36, b) 10, c) 10, d) 10
- 6.82. Na – 1, N – 5, Al – 3, Br – 7, Mg – 2, Cr – 6, Fe – 8, Ag – 11, Ce – 4
- 6.83. a) L^4 , b) M^2 , c) N^4 , d) N^{11}
- 6.84. Li – K^2 ; F – K^2 ; S – $K^2 L^8$; Cl – $K^2 L^8$
- 6.85. Dla pierwiastków z grup od 1. do 12.
- 6.86. Powłoka druga nie zawiera podpowłoki d , a na podpowłoce d trzeciej i czwartej powłoki może się maksymalnie znajdować 10 elektronów.
- 6.87. a) $3p$, $4s$, $3d$, $4p$
b) $5s$, $4d$, $5p$, $6s$
c) $5f$, $6d$, $7p$, $8s$
- 6.88. 4
- 6.89. $4p$, $2s$, $4s$, $3p$, $6s$
- 6.90. a) $1s^2 2s^2 2p^2$, b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
- 6.91. a) Al, b) Ca, c) Xe, d) Pb
- 6.92. a) Co, b) Cu, c) Ce, d) U
- 6.93. Nie
- 6.94. a) siarka, b) skand
- 6.95. a) fosfor, b) cyna, c) beryl, d) cez
- 6.96. ${}^4\text{Be}$: $[\text{He}] 2s^2$
 ${}^{13}\text{Al}$: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$
 ${}^{34}\text{Se}$: $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^4$
 ${}^{38}\text{Sr}$: $[\text{Kr}] 5s^2$
 ${}^{82}\text{Pb}$: $[\text{Xe}] 4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^2$
- 6.97. a) ${}_{24}\text{Cr}$: $[\text{Ar}] 3d^5 4s^1$
b) ${}_{29}\text{Cu}$: $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^1$
c) ${}_{41}\text{Nb}$: $[\text{Kr}] 4d^4 5s^1$
d) ${}_{78}\text{Pt}$: $[\text{Xe}] 4f^{14} 5d^9 6s^1$
- 6.98. Mają one taką samą liczbę elektronów leżących na ostatniej i przedostatniej powłoce (dla okresów 2–7).
- 6.99. Różnią się one ilością powłok i ilością elektronów na powłokach
- 6.100. ${}_{19}\text{K}$: $4s^1$; ${}_{20}\text{Ca}$: $4s^2$; ${}_{31}\text{Ga}$: $4s^2 4p^1$;
 ${}_{32}\text{Ge}$: $4s^2 4p^2$; ${}_{33}\text{As}$: $4s^2 4p^3$; ${}_{34}\text{Se}$: $4s^2 4p^4$;
 ${}_{35}\text{Br}$: $4s^2 4p^5$; ${}_{36}\text{Kr}$: $4s^2 4p^6$
- 6.101. Li: $1s^2$, F: $1s^2$, S: $1s^2 2s^2 2p^6$, Cl: $1s^2 2s^2 2p^6$
- 6.102. Z 14. grupy
- 6.103. a) $2s^2 2p^2$, b) $3s^2$, c) $3d^2 4s^2$, d) $3d^{10} 4s^1$
- 6.104. a) Pd, Ag, Cd, In, Sn, Sb, Te, I, Xe
b) Y, Zr, Nb, Mo, Tc, Ru, Rh
- 6.105. a) $2s^2 2p^2$, b) $5s^2 5p^5$, c) brak
- 6.106. a) pierwiastki 2. grupy i hel
b) pierwiastki 15. grupy
c) pierwiastki 3. grupy
d) lutet i lorens (pierwiastki należące do lantanowców i aktynowców)
- 6.107. Obie powłoki zawierają po trzy poziomy orbitalne p
- 6.108. 1 – c; 2 – a; 3 – e; 4 – b; 5 – d
dla fosforu:
1. $K^2 L^8 M^5$
2. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
3. $3s^2 3p^3$
4. $\begin{array}{|c|} \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array}$ $\begin{array}{|c|c|c|} \hline \uparrow & \uparrow & \uparrow \\ \hline \end{array}$
 $\begin{array}{|c|} \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array}$ $\begin{array}{|c|c|c|c|} \hline \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array}$
 $\begin{array}{|c|} \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array}$
5. $\begin{array}{|c|} \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array}$ $\begin{array}{|c|c|c|} \hline \uparrow & \uparrow & \uparrow \\ \hline \end{array}$
- 6.109. ${}_{33}\text{As}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$
Elektrony atomu arsenu znajdują się na 4 powłokach i 8 podpowłokach.
Arsen posiada 5 elektronów walencyjnych, a 3 z nich są niesparowane.
- 6.110. a) początkowo zapełniają się po jednym elektronie puste stany orbitalne
 $\begin{array}{|c|c|c|c|c|} \hline \uparrow & \uparrow & \uparrow & \uparrow & \uparrow \\ \hline \end{array}$
następnie stany orbitalne zapełniają się po 1 kolejnym elektronie tworząc pary elektronowe
 $\begin{array}{|c|c|c|c|c|} \hline \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array}$

b) początkowo zapełniają się po jednym elektronie puste stany orbitalne



następnie stany orbitalne zapełniają się po 1 kolejnym elektronie tworząc pary elektronowe



6.112. a) pierwiastki grupy 15.

b) pierwiastki grupy 13.

c) Cr i Mo

d) Cu, Ag i Au

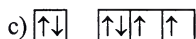
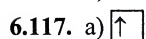
6.113. Jeden dla $Z = 11$, trzy dla $Z = 15$, zero dla $Z = 20$, dwa dla $Z = 32$, zero dla $Z = 36$

6.114. a) 8, b) 18, c) 20, d) 6

6.115. a) Li, b) Be, B, C, N, c) O, d) żaden

6.116. a) wszystkie z grupy 15.

b) wszystkie z grupy 16.



6.118. Pd, Ag

6.119. Przykłady 1. (dwa niesparowane elektrony) i 3. (trzy niesparowane elektrony)

6.120. 6. Uzasadnienie: $k = \frac{4 \cdot (4-1)}{2} = 6$

6.121. 5

6.122. a) 32, b) 31, c) 31, d) 1

6.123. Dwie. Po jednej linii do każdej z serii: Lymana, Balmera

6.124. a) $\delta < \gamma < \beta < \alpha$,

b) $\alpha < \beta < \gamma < \delta$,

c) $\alpha < \beta < \gamma < \delta$

6.125. a) $E_\beta - E_\alpha$, b) $\lambda_\alpha - \lambda_\beta$, c) $\nu_\beta - \nu_\alpha$

6.126. a) pierwszy, b) trzeci

6.127. $E_n = \frac{E_1}{n^2}$, $E_4 = -0,85 \text{ eV}$

6.128. a) 1, b) 1, c) 3

6.129. 50; 5

6.130. 18; wszystkie, dla których $n \geq 5$

6.131. a) $2n^2$, b) $4l+2$, c) 2, d) n^2 , e) $2l+1$, f) n , g) ∞

6.132. a) jedna, b) dwie, c) trzy, d) sześć

6.133. Liczba l , jako równą $2l+1$

6.134. a) n , b) l , c) m , d) m_s , e) $n, l, f) l, m$, g) m, m_s , h) n, l, m , i) l, m, m_s , j) n, m, m_s , k) n, l, m_s , l) n, l, m, m_s

6.135. Spinowa liczba kwantowa ($s = \frac{1}{2}$ we wszystkich stanach)

6.136. c, e, f

6.137. Tak

ROZDZIAŁ 7.

7.1. a) K^+ , S^{2-} , b) Mg^{2+} , Br^- , c) Al^{3+} , Te^{2-}

7.2. $Na \rightarrow Na^+ + e^-$; $Al \rightarrow Al^{3+} + 3e^-$; $S + 2e^- \rightarrow S^{2-}$;
 $Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2e^-$; $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + e^-$;
 $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$; $Br^- \rightarrow Br + e^-$;
 $Sn^{2+} \rightarrow Sn^{4+} + 2e^-$

7.3. K^+ – osiem, Br^- – osiem, Mg^{2+} – osiem, S^{2-} – osiem, H^+ – 0, H^- – dwa

7.4. Na^+ : $K^2 L^8$; Br^- : $K^2 L^8 M^{18} N^8$;
 Ca^{2+} : $K^2 L^8 M^8$; S^{2-} : $K^2 L^8 M^8$

7.5. Li^+ – jedną, Se^{2-} – cztery, Al^{3+} – dwie, I^- – pięć

7.6. K^+ : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 2p^6$; Cl^- : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
 Al^{3+} : $1s^2 2s^2 2p^6$; O^{2-} : $1s^2 2s^2 2p^6$

7.7. a) Na^+ , b) Li^+ , c) nie ma takich jonów, gdyż na ostatniej powłoce maksymalnie może znajdować się 8 elektronów

7.8. a) S^{2-} , Cl^- , K^+ , Ca^{2+} ; b) Li^+ , Be^{2+} ; c) Se^{2-} , Br^- ;
d) O^{2-} , F^- , Na^+ , Mg^{2+} , Al^{3+}

7.9. Magnez – neonu, chlor – argonu, rubid – kryptonu, arsen – kryptonu

7.10. Ca^{2+} – argon, Al^{3+} – neon, Br^- – krypton, F^- – neon

7.11. Jest to stront.

7.12. a) Sn^{4+} (ładunek i liczba powłok elektronowych rosną o 1)

b) Te^{2-} (drobiny są izoelektronowe z helowcami, liczba powłok elektronowych rośnie o 1)

c) Cl^- (drobiny są izoelektronowe, a pierwiastki są uszeregowane w kolejności spadku liczb atomowych)

7.13. Izoelektronowy z tymi jonami jest atom argonu, a odmienne właściwości tych jonów wynikają z odmiennej elektroujemności tych pierwiastków oraz odmiennych sił działających między jądrem atomu a elektronami.

7.14. Br^- : 36 elektronów, 35 protonów, 46 neutronów
 Ca^{2+} : 18 elektronów, 20 protonów, 20 neutronów
 Se^{2-} : 36 elektronów, 34 protonów, 40 neutronów
 Fe^{3+} : 23 elektronów, 26 protonów, 30 neutronów

7.15. 1) $^{24}\text{Mg}^{2+}$, 2) $^{37}\text{Cl}^-$, 3) $^{27}_{13}\text{Al}^{3+}$

7.16. Podobieństwa: taka sama liczba neuronów, elektronów i konfiguracja elektronowa. Różnice: różna ilość protonów, różne ładunki, F łatwo reaguje z kationami, Na^+ łatwo reaguje z anionami, Ne jako gaz szlachetny jest praktycznie nieraktywny.

7.17. a) Mg, b) Na

7.18. Dzieje się tak, ponieważ pierwsza energia jonizacji dla atomu sodu jest niższa niż dla atomu magnezu. Jon magnezowy jest jonem dwudodatnim, co oznacza, że do przejścia atomu w jon należy pokonać energię oderwania dwóch elektronów, a nie jednego, jak w przypadku sodu.

7.19. 3) – największego, 1) – najmniejszego

7.20. 27,5 eV

7.21. Ok. 53 eV

7.22. a) Sc^+ : $3d^1 4s^1$; Ca: $4s^2$
 b) Sc^{2+} : $3d^1$; K: $4s^1$
 c) Sc^{3+} : $3s^2 3p^6$; Ar: $3s^2 3p^6$

7.23. a) Sc^+ $\uparrow \square \square \square \square \square$ $\uparrow \square$; Ca $\uparrow \downarrow$
 b) Sc^{2+} $\uparrow \square \square \square \square \square$; K $\uparrow \square$
 c) Sc^{3+} $\uparrow \downarrow$ $\uparrow \downarrow \uparrow \downarrow \uparrow \downarrow$, Ar $\uparrow \downarrow$ $\uparrow \downarrow \uparrow \downarrow \uparrow \downarrow$

7.24. Mg^{2+} : a) $K^2 L^8$, b) $1s^2 2s^2 2p^6$,

c) $\uparrow \downarrow$ $\uparrow \downarrow \uparrow \downarrow \uparrow \downarrow$

O^{2-} : a) $K^2 L^8$, b) $1s^2 2s^2 2p^6$,

c) $\uparrow \downarrow$ $\uparrow \downarrow \uparrow \downarrow \uparrow \downarrow$

7.25. a) Cr^{2+} : $3d^4$, b) Mn^{4+} : $3d^3$, c) Au^{3+} : $5d^8$,
 d) Ce^{3+} : $5s^2 5p^5$

7.26. Ca^{2+} : a) M^8 , b) $3s^2 3p^6$, c) $\uparrow \downarrow$ $\uparrow \downarrow \uparrow \downarrow \uparrow \downarrow$

Si^{4+} : a) L^8 , b) $2s^2 2p^6$, c) $\uparrow \downarrow$ $\uparrow \downarrow \uparrow \downarrow \uparrow \downarrow$

Se^{2-} : a) N^8 , b) $4s^2 4p^6$, c) $\uparrow \downarrow$ $\uparrow \downarrow \uparrow \downarrow \uparrow \downarrow$

Al^{3+} : a) L^8 , b) $2s^2 2p^6$, c) $\uparrow \downarrow$ $\uparrow \downarrow \uparrow \downarrow \uparrow \downarrow$

K^+ : a) M^8 , b) $3s^2 3p^6$, c) $\uparrow \downarrow$ $\uparrow \downarrow \uparrow \downarrow \uparrow \downarrow$

Cl^- : a) M^8 , b) $3s^2 3p^6$, c) $\uparrow \downarrow$ $\uparrow \downarrow \uparrow \downarrow \uparrow \downarrow$

7.27. a) Mn^{2+} : $3d^5$ $\uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow$

b) Fe^{2+} : $3d^6$ $\uparrow \downarrow \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow$

c) Fe^{3+} : $3d^5$ $\uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow$

d) Cu^{2+} : $3d^9$ $\uparrow \downarrow \uparrow \downarrow \uparrow \downarrow \uparrow \downarrow \uparrow$

7.28. Ar (atomy mają sparowane wszystkie elektrony, a pierwiastki uszeregowane są w kolejności zgodnej ze wzrostem liczby atomowej)

7.29. a) Na^+ i I^- ; Mg^{2+} i S^{2-}
 b) 2Li^+ i O^{2-} ; Ca^{2+} i 2Br^- ; 2Al^{3+} i 3O^{2-}
 c) Na^+ i OH^- ; 2K^+ i SO_4^{2-}
 d) Ca^{2+} i CO_3^{2-} ; 3Mg^{2+} i 2PO_4^{3-}

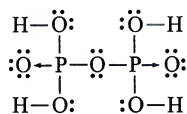
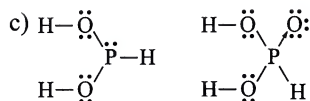
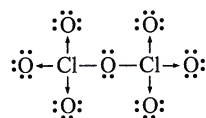
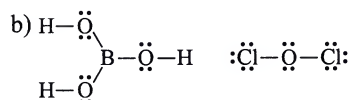
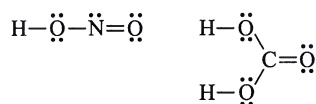
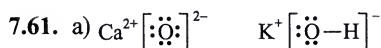
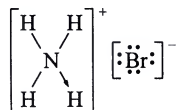
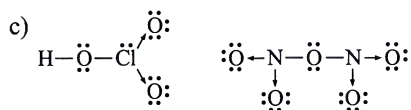
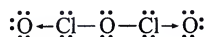
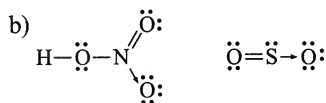
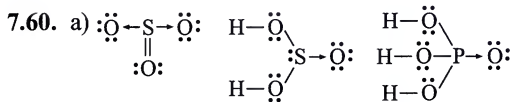
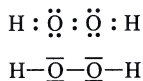
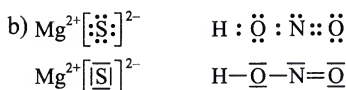
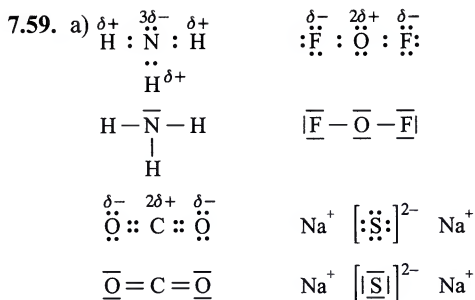
7.30. a) NaCl, b) CaS, c) FeCl₂, d) Al₂(SO₄)₃

7.31. a) Na₂S, b) Ga₂O₃, c) SnCl₄, d) SrSe,
 e) AlBr₃, f) PbS₂

7.32. kation chromu(II) lub jon chromu(2+), kation chromu(III) lub jon chromu(3+), kation litu, kation miedzi(I) lub jon miedzi(1+), kation miedzi(II) lub jon miedzi(2+), kation magnezu

7.33. a) hydron (nie: proton), kation wodoru(I), jon wodoru(1+), b) proton, c) deutron, d) anion wodorkowy, wodorek, e) anion wodoro-tlenkowy, wodorotlenek, f) jon oksoniowy, oksonium, g) anion tlenkowy, tlenek, h) anion ditlenkowy(2-), ditlenek(2-), nadtlenek, i) anion chlorkowy, chlorek, j) anion siarcz-kowy, siarczek

7.34. a) SO_4^{2-} : anion siarczanowy (siarczan), anion tetraoksosiarczanowy(VI), [dawniej: siarczan-owy(VI)], SO_3^{2-} : anion siarczynowy (nazwa niezalecana, ale używana), anion trioksosiarczanowy(IV) [dawniej: siarczanowy(IV)]
 b) NO_3^- : anion azotanowy (azotan), anion trioksoazotanowy(V), [dawniej: azotan-owy(V)], NO_2^- : anion azotynowy (nazwa niezalecana, ale używana), anion dioksoazo-tanowy(III), [dawniej: azotanowy(III)]
 c) PO_4^{3-} : anion fosforanowy, anion tetraokso-fosforanowy(V), [dawniej: fosforanowy(V)], HPO_4^{2-} : anion wodorofosforanowy, anion wodorotetraoksofosforanowy(V), [dawniej: wodorofosforanowy(V)], H_2PO_4^- : anion di-wodorofosforanowy, anion diwodorotetra-oksosofosforanowy(V), [dawniej: diwodorofosforanowy(V)]



7.62. Elektroujemność, liczba atomowa, ładunek elektryczny wodoru w cząsteczce wodoru

7.63. Promień atomowy, promień jonowy

7.64. CH_4 i BH_3

7.65. a) I i VII – najbardziej typowe (możliwe też wartości pośrednie)

b) I

c) III i V – najbardziej typowe (ale też dowolna wartościowość od I do VI)

7.66. Nie

7.67. a) 1 σ ; 1 σ i 1 π ; 1 σ i 2 π ; 2 σ

b) 4 σ ; 2 σ i 2 π ; 2 σ i 2 π ; 3 σ i 1 π

c) 1 σ i 1 π ; 6 σ i 4 π ; 3 σ i 2 π ; 5 σ i 1 π

7.68. SiH_4

7.69. a) linia, trójkąt równoramienny

b) trójkąt równoboczny, piramida o podstawie trygonalnej, litera „T”

c) tetraedr, zaburzony tetraedr, kwadrat,

d) liniowa, trójkąt nieregularny

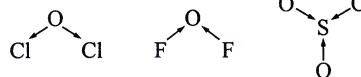
7.70. a) trójkąt równoramienny

b) linia

c) cząsteczka o kształcie trygonalnym

d) piramida o podstawie trygonalnej

7.71.



7.72. Tetraedru bądź kwadratu

7.73. Przyczyną tego jest w przypadku COS kierunek wektora momentu dipolowego, który jest równoległy do osi cząsteczki, a w przypadku HClO wektor momentu dipolowego jest sumą składowych momentów dipolowych, których wektory nie są do siebie równoległe.

7.74. Moment dipolowy będzie różny od zera.

7.75.

Twierdzenie	PH ₃	CS ₂	H ₂ O ₂	BCl ₃	SiH ₄
Cząsteczka jest dipolem	+	-	+	-	-
Jądra leżą w jednej płaszczyźnie	-	+	-	+	-
Cząsteczka zawiera wiązanie między dwoma identycznymi atomami	-	-	+	-	-
Cząsteczka zawiera wiązanie π	-	+	-	-	-

7.76. a) C-C, C=C, C≡C

b) C≡C, C=C, C-C

7.77. Orientacja digonalna: HCl

Orientacja tetraedryczna: H₂OOrientacja tetraedryczna: PH₃7.78. a) sp^3 , sp^2 , sp b) sp^3 , sp^3 , sp , sp^3 c) sp^3 , sp^3 , sp^2 , sp d) sp^3d^2 e) sp^2 , sp^2 , sp^3 , sp^3

7.79. a) liniowa, trygonalna, trygonalna, kątowna, tetraedr, piramida trygonalna, kątowna

b) kątowna, liniowa, kątowna, trygonalna, piramida trygonalna, zaburzony tetraedr, kątowna

c) kątowna, trygonalna, zaburzony tetraedr, liniowa, kątowna, kątowna, piramida trygonalna

d) liniowa, trygonalna, zaburzona trygonalna, kątowna, tetraedr, zaburzony tetraedr, kątowna

e) tetraedr, liniowa, kątowna, trygonalna, piramida trygonalna, trygonalna, kątowna

f) kątowna, trygonalna, tetraedr, liniowa, tetraedr, kątowna, piramida trygonalna

g) liniowa, tetraedr, kątowna, zaburzona trygonalna, kątowna, piramida trygonalna, tetraedr

h) piramida trygonalna, liniowa, trygonalna, piramida trygonalna, kątowna, tetraedr, tetraedr

7.80. a) zaburzony tetraedr, linia, oktaedr, oktaedr, bipiramida pentagonalna, oktaedr

b) kwadrat, liniowa, oktaedr, zaburzony tetraedr, kwadrat,

c) oktaedr, bipiramida o podstawie trygonalnej, nieregularny oktaedr, liniowa, piramida o podstawie kwadratu

d) liniowa, litera „T”, zaburzony tetraedr, nieregularny oktaedr, oktaedr

e) kwadrat, litera „T”, zaburzona bipiramida trygonalna, oktaedr, nieregularny oktaedr

7.81. a) budowa trygonalna, linia, atomy tlenu i azotu w jednej płaszczyźnie, atomy tlenu i fosforu tworzą tetraedr, budowa trygonalna, tetraedr

b) atomy nie leżą w jednej płaszczyźnie, budowa kątowna, atomy tlenu i chlor nie leżą w jednej płaszczyźnie, zaburzona piramida o podstawie trójkąta równobocznego, kształt zbliżony do tetraedru

c) budowa kątowna, nieregularna bipiramida pentagonalna, bipiramida tetragonalna

d) budowa kątowna, budowa kątowna

e) budowa linowa

7.82. r_2 – promień kowalencyjny r_3 – promień van der Waalsa r_1 – długość wiązania

7.83. Dzieje się tak, ponieważ hel znajduje się w bardzo trwałym stanie energetycznym i ma zapełnioną elektronami całą zewnętrzną powłokę.

7.84. W 1. grupie: zawiera 1 elektron na ostatniej powłoce, chętnie reaguje z niemetalami przyjmując wartościowość I.

W 17. grupie: po przyłączeniu 1 elektronu uzyskuje konfigurację helowca, łatwo tworzy związki z metalami przyjmując wartościowość I.

7.85. Drobiny są izoelektronowe

CH ₄	C ₂ H ₆	CO ₃ ²⁻	CO ₂	C ₂ O ₄ ⁻	C ₂ ²⁻
NH ₄ ⁺	N ₂ H ₆ ²⁺	NO ₃ ⁻	NO ₂ ⁺	N ₂ O ₄	N ₂

ROZDZIAŁ 8.

8.1. 18,9%

8.2. 23,3%

8.3. 9,1%

8.4. 12,5%

8.5. 10,7%

8.6. 11,2%

8.7. 1,8 g

8.8. 10 g

8.9. 19,8 g

8.10. 43,6 g

8.11. 320 g

8.12. 495 g

8.13. 5 g Na₂CO₃, 245 g H₂O8.14. 1,5 g jodu, 17,3 cm³ alkoholu

8.15. 0,005%

8.16. 6%

8.17. 27,5%

8.18. 0,25 mola

- 8.19. 56,1%
- 8.20. HBrO₃
- 8.21. 35,7%
- 8.22. 60 g
- 8.23. 22,2 g
- 8.24. 6,67% NaBr, 10% KBr
- 8.25. 6,53%
- 8.26. 1,46% KOH, 3,12% NaOH
- 8.27. 8,82%
- 8.28. 21,1 g
- 8.29. $m_a = \frac{m(100\% - p_1 - p_2)}{p_2}$
- 8.30. a) 3 g/L, b) 0,3 g/dL, c) $3 \cdot 10^6$ ng/mL
- 8.31. 0,025 mg/dm³
- 8.32. 40 g/L
- 8.33. 156 g/L
- 8.34. 2,5 g
- 8.35. Ok. 167 m³
- 8.36. 0,2 mg
- 8.37. 200 g
- 8.38. 500 μg/L
- 8.39. 3 mol/dm³
- 8.40. 1,2 mola
- 8.41. 4 dm³
- 8.42. 3 mol/dm³
- 8.43. 2,77 mol/dm³
- 8.44. 0,5 mol/dm³
- 8.45. 0,501 mol/dm³
- 8.46. Drugi
- 8.47. 2,06 g
- 8.48. 2,92 g
- 8.49. 10 cm³
- 8.50. 1,19 mol/dm³
- 8.51. 1,2 mol/dm³
- 8.52. 0,25 mola
- 8.53. 0,378 dm³
- 8.54. 3,16 g
- 8.55. 1) zmniejszy się, 2) nie
- 8.56. 0,0446 mol/dm³
- 8.57. 4,46 mol/dm³
- 8.58. 40 u
- 8.59. 0,2 mol/dm³
- 8.60. KOH – 0,273 mol/dm³,
NaOH – 0,816 mol/dm³
- 8.61. Należy zmieszać równe objętości roztworów i zbadać odczyn. Odczyn kwaśny świadczy o większym stężeniu molowym kwasu solnego, odczyn zasadowy – o większym stężeniu wodorotlenku sodu.
- 8.62. 18 mol/dm³
- 8.63. 9,8 mol/dm³
- 8.64. 29,4%
- 8.65. 35%
- 8.66. 0,46 mola
- 8.67. 15 g
- 8.68. 96,2%
- 8.69. 0,06% = 600 ppm
- 8.70. 500 g/L
- 8.71. 15,8 μg/cm³
- 8.72. 5 mol/dm³
- 8.73. $2,5 \cdot 10^{-3}$ mmol/L
- 8.74. 8 g/dL
- 8.75. 0,98 kg/dm³
- 8.76. a) $c_a = \frac{c_p}{M(100\% - c_p)}$
b) $c_p = \frac{c_a \cdot M \cdot 100\%}{1 + c_a \cdot M}$
c) $c_a = \frac{c_m}{d_r - M \cdot c_m}$
d) $c_m = \frac{c_a \cdot d_r}{1 + c_a \cdot M}$
- 8.77. H₂SO₄
- 8.78. NaOH
- 8.79. 5% HCl
- 8.80. a) drugi, b) drugi
- 8.81. 20%, 6,02 mol/dm³
- 8.82. Nie
- 8.83. 103 u
- 8.84. 1,05 g/cm³
- 8.85. Mn(NO₃)₂
- 8.86. 1)
- 8.87. Wrzucamy kryształki do dwóch dowolnych zlewek, jeżeli nastąpi krystalizacja to roztwór jest przesycony, jeżeli kryształek wpadnie do roztworu i się nie rozpuści to jest to roztwór nasycony. Kryształek, który rozpuści się po wrzuceniu do roztworu pokazuje, że mamy roztwór nienasycony.
- 8.88. Zwiększenie temperatury, zwiększenie ilości rozpuszczalnika

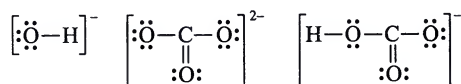
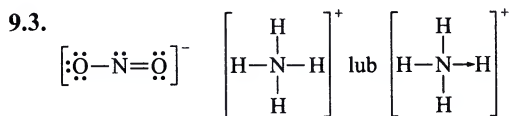
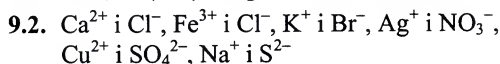
- 8.89. Obniżenie temperatury, dodanie substancji rozpuszczonej, odparowanie rozpuszczalnika
- 8.90. Na skutek wzrostu temperatury maleje rozpuszczalność CO_2 w wodzie. W wyniku podniesienia temperatury uwalnia się więcej CO_2 i tworzy się wyższe ciśnienie w butli, a to może powodować jej pęknięcie.
- 8.91. W cieplej wodzie jest niższa rozpuszczalność tlenu. Niedobór tego gazu powoduje śmierć ryb.
- 8.92. 1. Brak obejścia wyrównującego ciśnienie we wkraplaczu.
2. Złe umieszczenie rurek w płuczce. Rurka doprowadzająca gaz powinna być zanurzona w cieczy, a druga nie.
- 8.93. W przypadku gdy rozpuszczalnikiem jest woda, zmianie ulega tylko rozpuszczalność.
- 8.94. 35,9 g
- 8.95. 17,9 g
- 8.96. 725 g
- 8.97. 62,8 g
- 8.98. 244 g
- 8.99. Ok. 6,3 mol/dm³
- 8.100. Nie jest
- 8.101. 24,5 g
- 8.102. 175 g
- 8.103. Ok. 85%
- 8.104. 11,1 g
- 8.105. 298 K
- 8.106. 16,7%
- 8.107. Ok. 145 g
- 8.108. 2,78 mol/dm³
- 8.109. $8,7 \cdot 10^9$
- 8.110. Przyczyną takiej sytuacji są różne rozpuszczalności gazów w wodzie. Azot słabo rozpuszcza się w wodzie, a tlen i ditlenek węgla są lepiej rozpuszczalne.
- 8.111. a) tak, b) nie, z wyjątkiem przypadku,
gdzie $\frac{d_{rA}}{M_A} = \frac{d_{rB}}{M_B}$
- 8.112. $\frac{d_{rA}}{M_A} > 6,6 \frac{d_{rB}}{M_B}$
- 8.113. 9,26%
- 8.114. 12,7 g
- 8.115. 24,3 g
- 8.116. 28,5%
- 8.117. 118 g
- 8.118. 76 cm³
- 8.119. 1073 g
- 8.120. 5 g hydratu i 995 g wody
- 8.121. Nie, ale takie samo, jeśli nie uwzględnimy masy wody hydratacyjnej
- 8.122. $x = \frac{m \cdot p(106 + 18n)}{106 \cdot 100}$
- 8.123. $x = \frac{165 \cdot p \cdot d \cdot k}{138(100 - z)}$
- 8.124. 1 : 5
- 8.125. 5,78 : 43,9
- 8.126. 1 : 3
- 8.127. 1,77 : 2,60
- 8.128. 5 : 21
- 8.129. Ok. 8 : 5
- 8.130. 2 mol/dm³
- 8.131. $c_x = \frac{c_1V_1 + c_2V_2}{V_1 + V_2}$
- 8.132. 5%
- 8.133. $p_x = \frac{p_1m_1 + p_2m_2}{m_1 + m_2}$
- 8.134. 1) $\frac{V_1}{V_2} = \frac{\rho_x - \rho_2}{\rho_1 - \rho_x}$
gdzie: V_1 – objętość roztworu o stężeniu ρ_1
 V_2 – objętość roztworu o stężeniu ρ_2
 ρ_x – stężenie roztworu po zmieszaniu
warunek: $\rho_1 > \rho_2$
- 2) $\rho_1 \quad \rho_x - \rho_2$
 ↘ ↗
 ρ_x
 ↗ ↘
 $\rho_2 \quad \rho_1 - \rho_x$
- 3) stężenia masowe należy przeliczyć na stężenia procentowe i zastosować regułę mieszania roztworów procentowych (przykład 8.16)
- 8.135. 1 : 8
- 8.136. 12 g/dL
- 8.137. 200 L
- 8.138. 80 g
- 8.139. Ok. 70 cm³
- 8.140. 10%
- 8.141. 0,834 mol/dm³
- 8.142. a) 3 : 1, b) 3,54 : 1 \approx 7 : 2

- 8.143. 10 : 86
 8.144. 5,44 : 86
 8.145. Ok. 1 : 17
 8.146. 1 : 1
 8.147. Ok. 1 : 2
 8.148. 3 : 2, ok. 70 cm³
 8.149. 9%
 8.150. 144,4 g wody, 55,6 g kwasu
 8.151. 379 cm³ wody, 124 cm³ kwasu
 8.152. 375 cm³ wody, 125 cm³ kwasu
 8.153. 0,4 dm³
 8.154. 2 g/L
 8.155. 2 : 1
 8.156. 18 L
 8.157. 50 cm³
 8.158. Ok. 90 cm³
 8.159. 20 g
 8.160. 0,0714 mol/dm³
 8.161. 0,2 mol/dm³
 8.162. 60,6%
 8.163. Ok. 5,5%
 8.164. 1,25 dm³
 8.165. 1,04 · 10³ g
 8.166. 1. Wyznaczyć masę molową kwasu solnego
 2. Zamienić stężenie procentowe na stężenie molowe
 3. Obliczyć, ile HCl będzie się znajdować w 100 cm³ 2-molowego roztworu
 4. Wyznaczyć objętość 36-procentowego roztworu, w którym będzie znajdować się obliczona wyżej ilość substancji
 5. Odmierzyć obliczoną ilość roztworu HCl
 6. Dopełnić wodą do objętości 100 cm³
 8.167. 9 dm³
 8.168. Ok. 187 cm³
 8.169. 1) należy dodać substancję rozpuszczoną
 2) należy odparować część rozpuszczalnika
 8.170. 40%
 8.171. 62,5 g/L
 8.172. 43 g
 8.173. 3 L
 8.174. 190 cm³
 8.175. 0,03 g
 8.176. 35,7%
 8.177. 50 g/L

8.178. 1,5 mol/dm³

8.179. 33,3 g

ROZDZIAŁ 9.



- 9.4. a) KCl → K⁺ + Cl⁻, Na₂S → 2 Na⁺ + S²⁻
 CaBr₂ → Ca²⁺ + 2 Br⁻, MgS → Mg²⁺ + S²⁻
 FeBr₃ → Fe³⁺ + 3 Br⁻, SnCl₄ → Sn⁴⁺ + 4 Cl⁻
 Fe₂S₃ → 2 Fe³⁺ + 3 S²⁻,
 b) KNO₃ → K⁺ + NO₃⁻, Na₂CO₃ → 2 Na⁺ + CO₃²⁻
 Na₃PO₄ → 3 Na⁺ + PO₄³⁻, ZnSO₄ → Zn²⁺ + SO₄²⁻
 Al₂(SO₄)₃ → 2 Al³⁺ + 3 SO₄²⁻
 Pb(SO₄)₂ → Pb⁴⁺ + 2 SO₄²⁻
 c) CaCO₃ → Ca²⁺ + CO₃²⁻
 Mg₃(PO₄)₂ → 3 Mg²⁺ + 2 PO₄³⁻
 FePO₄ → Fe³⁺ + PO₄³⁻
 Sn(SO₄)₂ → Sn⁴⁺ + 2 SO₄²⁻
 Cr₂(SO₄)₃ → 2 Cr³⁺ + 3 SO₄²⁻
 (NH₄)₂CO₃ → 2 NH₄⁺ + CO₃²⁻
 d) HBr → H⁺ + Br⁻, KOH → K⁺ + OH⁻
 HNO₂ ⇌ H⁺ + NO₂⁻, AgOH ⇌ Ag⁺ + OH⁻
 HNO₃ → H⁺ + NO₃⁻, HCN ⇌ H⁺ + CN⁻
 e) H₂SO₃ ⇌ 2 H⁺ + SO₃²⁻
 Fe(OH)₂ ⇌ Fe²⁺ + 2 OH⁻
 H₂SO₄ → 2 H⁺ + SO₄²⁻
 Ca(OH)₂ → Ca²⁺ + 2 OH⁻
 H₂CO₃ ⇌ 2 H⁺ + CO₃²⁻
 H₃PO₄ → 3 H⁺ + PO₄³⁻
 Fe(OH)₃ ⇌ Fe³⁺ + 3 OH⁻
 f) HClO → H⁺ + ClO⁻, HClO₄ → H⁺ + ClO₄⁻
 H₂S ⇌ 2 H⁺ + S²⁻, H₃BO₃ ⇌ 3 H⁺ + BO₃³⁻
 Al(OH)₃ ⇌ Al³⁺ + 3 OH⁻
 H₄As₂O₇ ⇌ 4 H⁺ + As₂O₇⁴⁻
 Pt(OH)₄ ⇌ Pt⁴⁺ + 4 OH⁻
 g) NaHSO₄ ⇌ Na⁺ + HSO₄⁻

- $K_2HPO_4 \rightleftharpoons 2 K^+ + HPO_4^{2-}$
 $KH_2PO_4 \rightleftharpoons K^+ + H_2PO_4^-$
 $NH_4HCO_3 \rightleftharpoons NH_4^+ + HCO_3^-$
 $Ca(H_2PO_4)_2 \rightleftharpoons Ca^{2+} + 2 H_2PO_4^-$
 $CaHPO_4 \rightleftharpoons Ca^{2+} + HPO_4^{2-}$
 h) $Mg(OH)Cl \rightleftharpoons Mg(OH)^+ + Cl^-$
 $Ca(OH)Br \rightleftharpoons Ca(OH)^+ + Br^-$
 $Al(OH)_2Cl \rightleftharpoons Al(OH)_2^+ + Cl^-$
 $Al(OH)Cl_2 \rightleftharpoons Al(OH)^{2+} + 2 Cl^-$
 $[Cu(OH)]_2CO_3 \rightleftharpoons 2 Cu(OH)^+ + CO_3^{2-}$
- 9.5.** A – węglanowy, B – siarczkowy, C – tetraoksofosforanowy, D – dioksoazotanowy, E – wodorotlenkowy, F – amonowy
9.6. 1) 30 moli, 2) 20 moli, 3) 10 moli
9.7. a) Na_2CO_3 , b) K_3PO_4 , c) $Al(OH)_3$, d) $Fe_2(SO_4)_3$, e) $(NH_4)_2CO_3$, f) $Zr(SO_4)_2$, g) $KHSO_3$, h) $Mg(OH)Cl$
9.8. Na_2SO_4 i KBr lub $NaBr$ i K_2SO_4
9.9. $MgCl_2$, K_2SO_4 , $Fe(NO_3)_3$
9.10. KCl , KBr , $NaCl$, $NaBr$
9.11. Dzieje się tak, ponieważ gazowy chlorowódor nie zawiera jonów H^+ .
9.12. W ciekłym i gazowym HCl , a także w jego roztworze w benzynie, nie istnieją jony H^+ . Natomiast w wodnym roztworze HCl są jony H^+ odpowiedzialne za reakcje z metalami.
9.13. 1) H^+ , 2) OH^-
9.14. Odczyn kwaśny: $SO_2 + H_2O \rightleftharpoons 2 H^+ + SO_3^{2-}$
 $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$
 $H_2S \rightleftharpoons 2 H^+ + S^{2-}$
 Odczyn zasadowy:
 $Na_2O + H_2O \rightarrow 2 Na^+ + 2 OH^-$
 $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$
 $Ca + 2 H_2O \rightarrow Ca^{2+} + 2 OH^- + H_2 \uparrow$
 Odczyn obojętny: CH_4 , O_2 , $CaCl_2$
- 9.15.** W LiF
9.16. $FeBr_3$, $NaCl$, BeF_2
9.17. 30,4%
9.18. $S_2O_3^{2-}$
9.19. 2 : 3, nie
9.20. 58,5 : 71
9.21. Cl^-
9.22. Maleje
9.23. Wzrósł
9.24. Roztwór A
9.25. 0,5 mola
9.26. Nie, jest wielokrotnie większa
9.27. $H_2SO_4 \rightarrow 2 H^+ + SO_4^{2-}$
 Najwięcej jest jonów H^+ , a wśród jonów zawierających siarkę jest najwięcej jonów SO_4^{2-} . Jony i cząsteczki znajdujące się w wodnym roztworze kwasu siarkowego: H_2SO_4 , HSO_4^- , SO_4^{2-} , H^+ .
9.28. $[H^+] > [H_2PO_4^-] > [HPO_4^{2-}] > [PO_4^{3-}]$
9.29. Trzeci
9.30. 10%
9.31. 0,013 czyli 1,3%
9.32. 20%
9.33. 0,2 mol/dm³
9.34. a) $[A] = 1 \text{ mol/dm}^3$, $[B] = 0,5 \text{ mol/dm}^3$
 b) $[A] = 0,5 \text{ mol/dm}^3$, $[B] = 1 \text{ mol/dm}^3$
 c) $[A] = 1 \text{ mol/dm}^3$, $[B] = 1,5 \text{ mol/dm}^3$
 d) $[A] = 1 \text{ mol/dm}^3$, $[B] = 2,5 \text{ mol/dm}^3$
9.35. HNO_3
9.36. Ok. 2,0%
9.37. 2,5 mol/dm³
9.38. Roztwór 1
9.39. 0,049 mol/dm³
9.40. a) 0,09 g, b) 0,045 mola
9.41. a) $2,001 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$,
 b) $1,000 \cdot 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$
9.42. W pierwszym
9.43. 0,1 mol/dm³
9.44. 140 g
9.45. 5,6 g
9.46. 7,45 g KCl , 8,5 g $NaNO_3$
9.47. 1,02 g
9.48. 2,8 mol/dm³
9.49. $9 \cdot 10^{-5}$ mola
9.50. 6 mmol/dm³
9.51. a) $\frac{[H^+][NO_2^-]}{[HNO_2]} = K$
 b) $\frac{[H^+][HCO_3^-]}{[H_2CO_3]} = K_1$
 $\frac{[H^+][CO_3^{2-}]}{[HCO_3^-]} = K_2$

$$c) \frac{[H^+] \cdot [H_2BO_3^-]}{[H_3BO_3]} = K_1$$

$$\frac{[H^+] \cdot [HBO_3^{2-}]}{[H_2BO_3^-]} = K_2$$

$$\frac{[H^+] \cdot [BO_3^{3-}]}{[HBO_3^{2-}]} = K_3$$

$$d) \frac{[FeOH^+] \cdot [OH^-]}{[Fe(OH)_2]} = K_1$$

$$\frac{[Fe^{2+}] \cdot [OH^-]}{[FeOH^+]} = K_2$$

9.52. 1) wzrosła

9.53. Mocniejszym kwasem jest H_2S , gdyż jego stała dysocjacji jest większa. Przy dużej różnicy stężeń może się zdarzyć tak, że roztwór słabszego kwasu będzie miał większy stopień dysocjacji.

9.54. $K \approx 1,8 \cdot 10^{-5}$

9.55. $6,2 \cdot 10^{-4}$

9.56. $8,5 \cdot 10^{-5}$, czyli $8,5 \cdot 10^{-3}\%$

9.57. 1) 0,42%, 2) 1,34%, 3) 4,2%

9.58. 13%

9.59. a) $0,02 \text{ mol/dm}^3$, b) $1,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$

9.60. a) $0,5 \text{ mol/dm}^3$, b) $0,004 \text{ mol/dm}^3$

9.61. $2 \cdot 10^{-4}$

9.62. 0,4%

9.63. 4 mol/dm^3

9.64. $1,2 \cdot 10^{-6} \text{ mol/dm}^3$

9.65. 3,16 razy

9.66. $1,5 \text{ dm}^3$

9.67. α wzrośnie 4,5 razy, $[H^+]$ zmaleje 4,5 razy

9.68. $\alpha_1 = 33\%$, $\alpha_2 = 0,14\%$

9.69. a) 10^{-3} mol/dm^3 , b) 1 mol/dm^3 ,
c) $10^{-10} \text{ mol/dm}^3$, d) $3,16 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$,
e) 10 mol/dm^3

9.70. a) zmniejszyć 10 razy, b) zwiększyć 10 razy

9.71. Nie

9.72. 13

9.73. a) 1,3, b) 14

9.74. 10,6

9.75. 40 cm^3

9.76. 1) w B, 2) w A

9.77. Zwiększy się o 5

9.78. 0,1%

9.79. 3,38

9.80. a) 2,35, b) 2,88

9.81. 1) wzrośnie o 1 (z 1 do 2), 2) wzrośnie o 0,5 (z 3 do 3,5)

9.82. 1,6

9.83. 11,4

9.84. 10,48

9.85. $1,6 \cdot 10^{-5}$

9.86. $0,025 \text{ mol/dm}^3$

9.87. 0,0075%

9.88. $0,0555 \text{ mol/dm}^3$

9.89. $2 \cdot 10^{-4}$

9.90. 1,6

9.91. 2,06

9.92. $Cu(OH)_2$, PbF_2 , $Mg(OH)_2$, FeS , $Zn_3(PO_4)_2$, H_2SiO_3

9.93. a) $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$

b) $Zn + 2 H^+ \rightarrow Zn^{2+} + H_2 \uparrow$

c) $OH^- + H^+ \rightarrow H_2O$

d) $Ag^+ + Br^- \rightarrow AgBr \downarrow$

e) $Pb^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow PbSO_4 \downarrow$

9.94. a) $NaCl + AgF \rightarrow AgCl \downarrow + NaF$

$Na^+ + Cl^- + Ag^+ + F^- \rightarrow AgCl \downarrow + Na^+ + F^-$

$Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl \downarrow$

$Fe + 2 HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2 \uparrow$

$Fe + 2 H^+ + 2 Cl^- \rightarrow Fe^{2+} + 2 Cl^- + H_2 \uparrow$

$Fe + 2 H^+ \rightarrow Fe^{2+} + H_2 \uparrow$

$KCl + HNO_3 \rightarrow$ nie zachodzi

b) $3 MgCl_2 + 2 Na_3PO_4 \rightarrow$

$\rightarrow Mg_3(PO_4)_2 \downarrow + 6 NaCl$

$3 Mg^{2+} + 6 Cl^- + 6 Na^+ + 2 PO_4^{3-} \rightarrow$

$\rightarrow Mg_3(PO_4)_2 \downarrow + 6 Na^+ + 6 Cl^-$

$3 Mg^{2+} + 2 PO_4^{3-} \rightarrow Mg_3(PO_4)_2 \downarrow$

$Ca(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow CaSO_4 \downarrow + 2 H_2O$

$Ca^{2+} + 2 OH^- + 2 H^+ + SO_4^{2-} \rightarrow$

$\rightarrow CaSO_4 \downarrow + 2 H_2O$

$HCl + H_2S \rightarrow$ nie zachodzi

c) $Pb(NO_3)_2 + 2 KI \rightarrow PbI_2 \downarrow + 2 KNO_3$

$Pb^{2+} + 2 NO_3^- + 2 K^+ + 2 I^- \rightarrow$

$\rightarrow PbI_2 \downarrow + 2 K^+ + 2 NO_3^-$

$Pb^{2+} + 2 I^- \rightarrow PbI_2 \downarrow$

$AgNO_3 + KI \rightarrow AgI \downarrow + KNO_3$

$Ag^+ + NO_3^- + K^+ + I^- \rightarrow AgI \downarrow + K^+ + NO_3^-$

$Ag^+ + I^- \rightarrow AgI \downarrow$

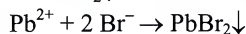
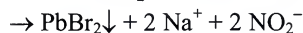
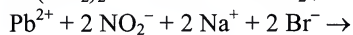
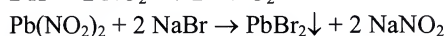
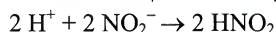
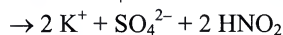
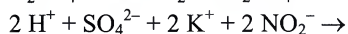
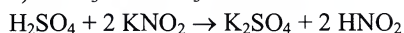
$ZnCl_2 + Na_2SO_3 \rightarrow ZnSO_3 \downarrow + 2 NaCl$

$Zn^{2+} + 2 Cl^- + 2 Na^+ + SO_3^{2-} \rightarrow$

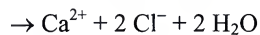
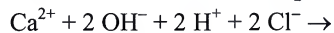
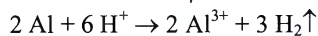
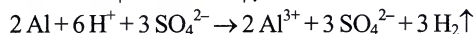
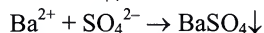
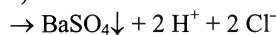
$\rightarrow ZnSO_3 \downarrow + 2 Na^+ + 2 Cl^-$

$Zn^{2+} + SO_3^{2-} \rightarrow ZnSO_3 \downarrow$

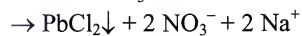
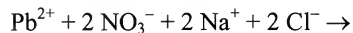
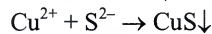
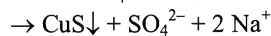
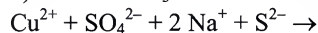
d) $\text{KNO}_3 + \text{NaNO}_3 \rightarrow$ nie zachodzi



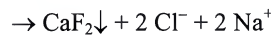
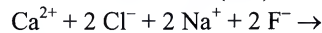
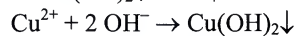
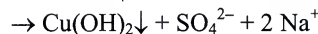
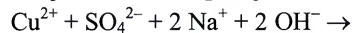
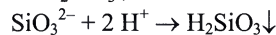
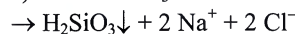
9.95. a) $\text{Ba}^{2+} + 2 \text{Cl}^- + 2 \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow$



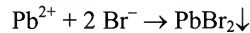
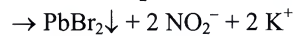
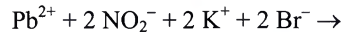
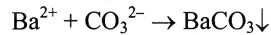
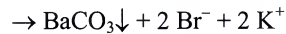
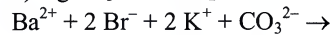
b) $\text{KCl} + \text{HNO}_3 \rightarrow$ nie zachodzi



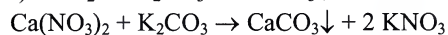
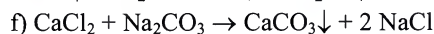
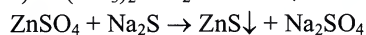
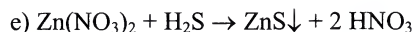
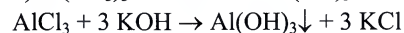
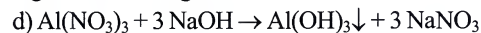
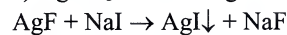
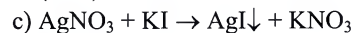
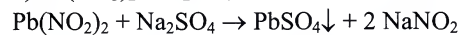
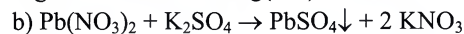
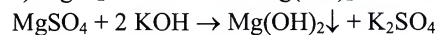
c) $2 \text{Na}^+ + \text{SiO}_3^{2-} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{Cl}^- \rightarrow$



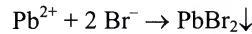
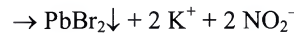
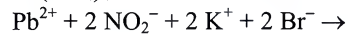
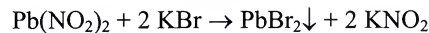
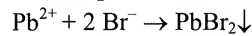
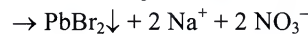
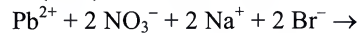
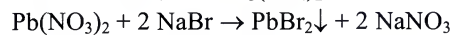
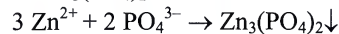
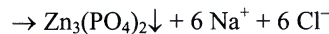
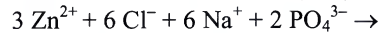
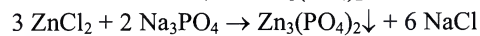
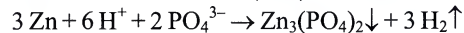
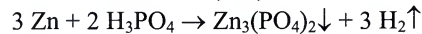
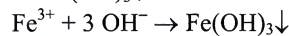
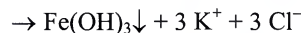
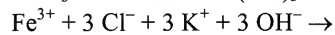
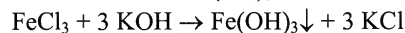
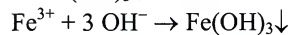
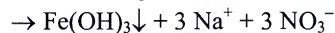
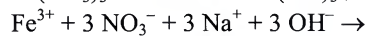
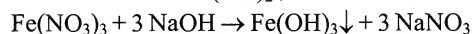
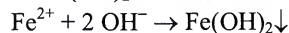
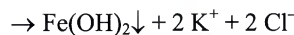
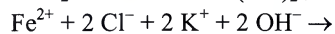
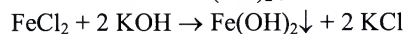
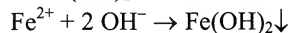
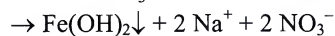
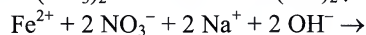
d) $\text{AgNO}_3 + \text{NaNO}_2 \rightarrow$ nie zachodzi



9.96. a) $\text{MgCl}_2 + 2 \text{NaOH} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow + 2 \text{NaCl}$



9.97. $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{NaOH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow + 2 \text{NaNO}_3$



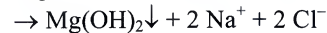
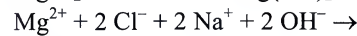
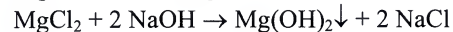
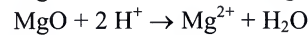
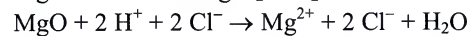
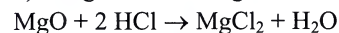
9.98. 1) nie można, gdyż jony OH^- przereagują z jonami H^+ tworząc wodę i powstanie zdysoncjowana sól BaCl_2

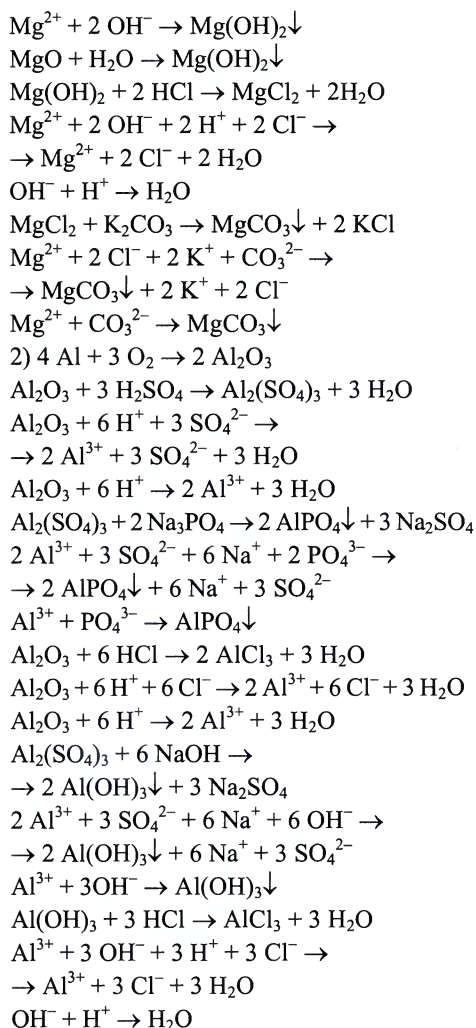
2) nie można, powstaje nierozpuszczalny CaCO_3

3) można

4) nie można, powstaje nierozpuszczalny AgCl

9.99. 1) $2 \text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{MgO}$





9.100. 1) LiF, 2) H₂SiO₃, 3) NaOH, 4) HNO₂

9.101. 1) i 4)

9.102. Uczeń II

9.103. Reakcja będzie przebiegała szybciej w roztworze kwasu solnego, ponieważ w roztworze tym znajduje się więcej jonów H⁺.

9.104. 1) tak, 2) nie

9.105. Mniejsze niż 0,014 mol/dm³

9.106. W roztworze stężonym

9.107. Mieszając kwas solny z solą kwasu węglowego zaobserwujemy wydzielanie się gazu, co świadczy o powstaniu kwasu węglowego, a następnie jego rozkładzie.

9.108. HCl > H₂CO₃ > H₂SiO₃

9.109. Na sączku pozostał nierozpuszczalny w wodzie PbSO₄, zaś przesącz zawierał jony Na⁺

i NO₃⁻, a po odparowaniu przesączu otrzymamy NaNO₃.

9.110. Tak

1. Sporządzić równomolowe roztwory obu substancji.

2. Zmieszać roztwór ZnCl₂ z AgNO₃ w stosunku molowym 1 : 2.

3. Otrzymaną zawiesinę przesycać.

4. Przesącz odparować do sucha w celu otrzymania Zn(NO₃)₂.

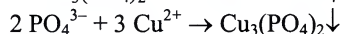
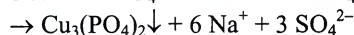
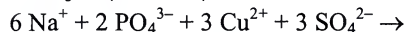
9.111. CuCl₂, Cu(NO₃)₂, BaSO₄, PbSO₄, Ba(NO₃)₂, PbCl₂

9.112. Zn(NO₃)₂ + H₂S → ZnS↓ + 2 HNO₃

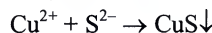
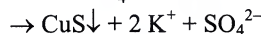
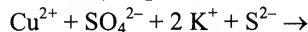
9.113. 2 NaCl + Pb(NO₃)₂ → PbCl₂↓ + 2 NaNO₃
przesączyć, a następnie odparować przesącz

9.114. Zajądą reakcje w mieszaninach:

1. Na₃PO₄ i CuSO₄

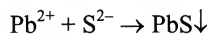
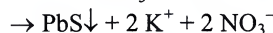
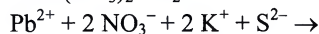


2. CuSO₄ i K₂S

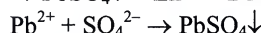
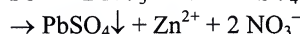
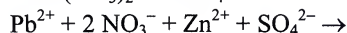


9.115. Zajądą reakcje w mieszaninach:

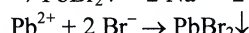
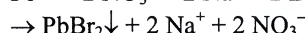
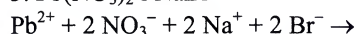
1. Pb(NO₃)₂ i K₂S



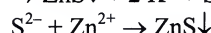
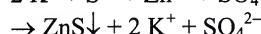
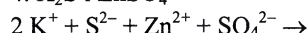
2. Pb(NO₃)₂ i ZnSO₄



3. Pb(NO₃)₂ i NaBr



4. K₂S i ZnSO₄



9.116. Roztwór przyjął niebieskie zabarwienie, ponieważ w końcowej mieszaninie jest prze-waga jonów OH⁻.

9.117. Kwaśny

9.118. Zasadowy

9.119. Należy dodać kwasu H₂SO₄. W próbówce z BaCl₂ wytrąci się biały osad BaSO₄.

- 9.120. Należy dodać mocnego kwasu, np. HCl. W próbówce z węglanem zaczną wydzielać się pęcherzyki gazu (CO₂).
- 9.121. Próba barwienia płomienia. Pręcik po zanurzeniu w roztworze NaNO₃ barwi płomień na żółto.
- 9.122. Do wszystkich probówek należy dodać NaCl. W próbówce z Zn(NO₃)₂ reakcja nie zajdzie. W reakcji z Pb(NO₃)₂ otrzymamy biały osad, a w reakcji z AgNO₃ otrzymamy biały osad, ciemniejący pod wpływem światła.
- 9.123. Najpierw należy dodać do probówek NaOH. Reakcja zajdzie tylko w próbówce z roztworem NH₄NO₃. Do pozostałych roztworów należy dodać Ba(NO₃)₂. W ten sposób w próbówce z Na₂SO₄ otrzymamy osad BaSO₄. Ostatnia probówka, która została, zawiera roztwór KCl.
- 9.124. Do wszystkich probówek należy dodać Ba(NO₃)₂ – osad wytrąci się tylko w próbówce z roztworem H₂SO₄. Do pozostałych probówek należy dodać AgNO₃. W próbówce z HCl wytrąci się biały osad, a w drugiej reakcja nie zajdzie.
- 9.125. CuSO₄ rozpoznajemy po niebieskim zabarwieniu. Do pozostałych probówek dodajemy roztwór CuSO₄. W próbówce z AgNO₃ wytrąci się biały osad Ag₂SO₄. W próbówce z NaOH wytrąci się niebieski osad Cu(OH)₂. Do dwóch pozostałych probówek dodajemy NaOH. W próbówce z ZnCl₂ wytrąci się biały osad Zn(OH)₂, a w próbówce z HCl zajdzie reakcja zobojętnienia, której efekty makroskopowe mogą być niewidoczne.
- 9.126. 129 g
- 9.127. 0,57 g
- 9.128. 3,03 g
- 9.129. $M_r \approx 84 \Rightarrow \text{MgCO}_3$
- 9.130. AgBr
- 9.131. 0,2 mol/dm³
- 9.132. Ok. 1,5 g
- 9.133. Ponad 2,34 g
- 9.134. 0,0025 mola
- 9.135. Tak
- 9.136. $\text{Hg}_2^{2+} + \text{I}_2 + 6 \text{I}^- \rightarrow 2 [\text{HgI}_4]^{2-}$
- 9.137. Metan nie reaguje z jonem H⁺, ponieważ brak jest wolnej pary elektronowej, która tworzyłaby wiązanie koordynacyjne. Zarówno woda jak i amoniak mają wolną parę elektronową.
- 9.138. $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{H}^+$
 $\text{HCO}_3^- + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3$
 $\text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$
 $\text{OH}^- + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}$
- 9.139. 450 cm³
- 9.140. 400 cm³
- 9.141. 0,3 mol/dm³
- 9.142. 0,15 mol/dm³
- 9.143. 1 : 1
- 9.144. 1 : 1
- 9.145. 1 : 2
- 9.146. 171 g/mol, Ba
- 9.147. 3 mole
- 9.148. $M = \frac{m \cdot \rho}{z \cdot c \cdot V}$
- 9.149. $x = \frac{2 V_z \cdot c_z \cdot M}{V_k \cdot m}$
- 9.150. Tak
- 9.151. 1 dm³
- 9.152. 67,2 cm³
- 9.153. Ok. 0,3 dm³
- 9.154. 10%
- 9.155. 0,2 mol/dm³
- 9.156. 20%
- 9.157. 6,05 dm³
- 9.158. 10%
- 9.159. a) 44,8 dm³, b) 47,5 dm³
- 9.160. 10,2 g
- 9.161. 19,6%
- 9.162. K₂CO₃
- 9.163. 9,28%
- 9.164. Zasadowy
- 9.165. Ok. 0,45 mol/dm³
- 9.166. 12,6%
- 9.167. 2,5 mola
- 9.168. a) CuSO₄, b) nie
- 9.169. 33,3%
- 9.170. 1) 1 : 0,754, 2) 1 : 0,68
- 9.171. $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{MgCO}_3 \downarrow + 2 \text{H}_2\text{O}$

- 9.172.** Powodem tego jest tworzenie się nierozpuszczalnych soli wapnia i magnezu wyższych kwasów tłuszczowych.
- 9.173.** $\text{NaOH: Ca(HCO}_3)_2 + 2 \text{NaOH} \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{Na}_2\text{CO}_3 + 2 \text{H}_2\text{O}$
 $\text{Na}_2\text{CO}_3: \text{Ca(HCO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow + 2 \text{NaHCO}_3$
- 9.174.** Ok. 1,76 kg
- 9.175.** $1,5 \cdot 10^{-3}$ mola
- 9.176.** 0,617 kg
- 9.177.** $\text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2 \text{Cl}^-$
 $\text{Fe}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Fe(OH)}_2 + 2 \text{H}^+$
 odczyn kwaśny
 $\text{NaNO}_2 \rightarrow \text{Na}^+ + \text{NO}_2^-$
 $\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HNO}_2 + \text{OH}^-$
 odczyn zasadowy
 $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \rightarrow 2 \text{NH}_4^+ + \text{CO}_3^{2-}$
 $2 \text{NH}_4^+ + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + 2 \text{H}^+$
 $\text{CO}_3^{2-} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + 2 \text{OH}^-$
 odczyn słabo zasadowy
 $\text{KNO}_3 \rightarrow \text{K}^+ + \text{NO}_3^-$
 hydroliza nie zachodzi, odczyn obojętny
- 9.178.** $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow 2 \text{Al}^{3+} + 3 \text{SO}_4^{2-}$
 $2 \text{Al}^{3+} + 6 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2 \text{Al(OH)}_3 + 6 \text{H}^+$
 odczyn kwaśny
 $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3 \rightarrow 2 \text{NH}_4^+ + \text{SO}_3^{2-}$
 $2 \text{NH}_4^+ + 2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + 2 \text{H}^+$
 $\text{SO}_3^{2-} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_3 + 2 \text{OH}^-$
 odczyn słabo kwaśny
 $\text{Na}_2\text{S} \rightarrow 2 \text{Na}^+ + \text{S}^{2-}$
 $\text{S}^{2-} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S} + 2 \text{OH}^-$
 odczyn zasadowy
- 9.179.** a) $\text{KHS} \rightarrow \text{K}^+ + \text{HS}^-$
 $\text{HS}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S} + \text{OH}^-$
 odczyn zasadowy
 b) $\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}^+ + \text{HCO}_3^-$
 $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$
 odczyn zasadowy
 c) $\text{NH}_4\text{HSO}_3 \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{HSO}_3^-$
 $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{H}^+$
 $\text{HSO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{OH}^-$
 odczyn słabo kwaśny
- 9.180.** Sole, które nie ulegają hydrolizie to sole mocnych kwasów i mocnych zasad, a także sole nierozpuszczalne w wodzie.
- 9.181.** $\text{CuCl}_2, \text{K}_2\text{CO}_3, \text{Na}_2\text{S}, (\text{NH}_4)_2\text{S}, \text{NaHCO}_3$
- 9.182.** $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ – odczyn kwaśny, Na_2SO_4 – odczyn obojętny, BaCl_2 – odczyn obojętny, Na_2CO_3 – odczyn zasadowy, NaNO_3 – odczyn obojętny, KNO_2 – odczyn zasadowy, K_2SO_4 – odczyn obojętny
- 9.183.** 1) $\text{Al(NO}_3)_3, \text{FeSO}_4$; 2) $\text{KNO}_2, \text{Na}_2\text{CO}_3$;
 3) NaCl, KBr
- 9.184.** Odczyn kwaśny
- 9.185.** a) $\text{Na}^+, \text{H}_2\text{PO}_4^-, \text{H}_3\text{PO}_4, \text{HPO}_4^{2-}, \text{PO}_4^{3-}, \text{H}^+, \text{OH}^-, \text{H}_2\text{O}$; b) $\text{Na}^+, \text{H}_2\text{CO}_3, \text{HCO}_3^-, \text{CO}_3^{2-}, \text{CO}_2, \text{H}^+, \text{OH}^-, \text{H}_2\text{O}$
- 9.186.** $\text{Na}^+, \text{H}_2\text{S}, \text{HS}^-, \text{S}^{2-}, \text{H}^+, \text{OH}^-$
- 9.187.** $\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}^+ + \text{HCO}_3^-$
 $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$
 $\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2 \text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-}$
 $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$
 $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$
 Spowodowane jest to tym, że stała dysocjacji pierwszego stopnia jest większa niż stała dysocjacji drugiego stopnia: $K_1 > K_2$. Zatem reakcja:
 $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$
 jest znacznie bardziej przesunięta w prawo, niż reakcja:
 $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$
 co powoduje, że w przypadku Na_2CO_3 roztwór ma odczyn bardziej zasadowy.
- 9.188.** 1) $\text{PO}_4^{3-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HPO}_4^{2-} + \text{OH}^-$
 2) $\text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{OH}^-$
 $\text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{PO}_4^{3-} + \text{H}_3\text{O}^+$
 3) $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{OH}^-$
 $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$
- 9.189.** Forma kwasowa: H_3EO_3
 Forma zasadowa: E(OH)_3
- 9.190.** 1) $\text{Zn(OH)}_2 + 2 \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
 dioksocynkan sodu
 $\text{Zn(OH)}_2 + 2 \text{Na}^+ + 2 \text{OH}^- \rightarrow \text{ZnO}_2^{2-} + 2 \text{H}_2\text{O}$
 $\text{Zn(OH)}_2 + 2 \text{OH}^- \rightarrow \text{ZnO}_2^{2-} + 2 \text{H}_2\text{O}$
 2) $\text{Zn(OH)}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$
 tetraoksosiarczan cynku
 $\text{Zn(OH)}_2 + 2 \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + 2 \text{H}_2\text{O}$
 $\text{Zn(OH)}_2 + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O}$

- 9.191.** 1) $\text{Pb(OH)}_2 + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaPbO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
 dioksootłowian wapnia
 $\text{Pb(OH)}_2 + \text{Ca}^{2+} + 2 \text{OH}^- \rightarrow$
 $\rightarrow \text{Ca}^{2+} + \text{PbO}_2^{2-} + 2 \text{H}_2\text{O}$
 $\text{Pb(OH)}_2 + 2 \text{OH}^- \rightarrow \text{PbO}_2^{2-} + 2 \text{H}_2\text{O}$
 2) $\text{Pb(OH)}_2 + 2 \text{HCl} - \text{PbCl}_2\downarrow + 2 \text{H}_2\text{O}$
 dichlorek ołowiu
- 9.192.** $\text{PbO}_2 + 4 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Pb(NO}_3)_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$
 tetrakis(trioksoazotan) ołowiu
 $\text{PbO}_2 + 4 \text{H}^+ + 4 \text{NO}_3^- \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 4 \text{NO}_3^- + 2 \text{H}_2\text{O}$
 $\text{PbO}_2 + 4 \text{H}^+ \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O}$
 $\text{PbO}_2 + 2 \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{PbO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 trioksootłowian disodu
 $\text{PbO}_2 + 2 \text{Na}^+ + 2 \text{OH}^- \rightarrow$
 $\rightarrow 2 \text{Na}^+ + \text{PbO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{PbO}_2 + 2 \text{OH}^- \rightarrow \text{PbO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
- 9.193.** $\text{Sn(OH)}_2 + 2 \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SnO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
 dioksoocynian disodu
 $\text{Sn(OH)}_2 + 2 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Sn(NO}_3)_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
 bis(trioksoazotan) cyny
 $\text{Sn(OH)}_4 + 2 \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SnO}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$
 trioksoocynian disodu
 $\text{Sn(OH)}_4 + 4 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Sn(NO}_3)_4 + 4 \text{H}_2\text{O}$
 tetrakis(trioksoazotan) cyny
- 9.194.** $\text{Zn} + 2 \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\uparrow$
- 9.195.** a) Al^{3+} , AlO_3^{3-} , AlOH^{2+} , Al(OH)_2^+ , OH^- , H^+ ,
 H_2AlO_3^- , HAlO_3^{2-} , AlO_2^-
 b) Zn^{2+} , ZnOH^+ , ZnO_2^{2-} , HZnO_2^- , H^+ , OH^-
 c) Cu^{2+} , CuOH^+ , CuO_2^{2-} , HCuO_2^- , H^+ , OH^-
 d) As^{3+} , AsOH^{2+} , As(OH)_2^+ , H_2AsO_3^- ,
 HAsO_3^{2-} , AsO_3^{3-} , AsO_2^- , H^+ , OH^-
- 9.196.** a) $\text{Al(OH)}_2^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Al(OH)}_3 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{AlO}_3^- + \text{H}^+$
 $\text{ZnOH}^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Zn(OH)}_2 \rightleftharpoons \text{HZnO}_2^- + \text{H}^+$
 b) $\text{CuOH}^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Cu(OH)}_2 \rightleftharpoons \text{HCuO}_2^- + \text{H}^+$
 $\text{As(OH)}_2^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{As(OH)}_3 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{AsO}_3 + \text{H}^+$
- 9.197.** NaAsO_2 , Na_3AsO_3 , Na_2HAsO_3 , NaH_2AsO_3
 $\text{Ca(AsO}_2)_2$, $\text{Ca}_3(\text{AsO}_3)_2$, CaHAsO_3 , $\text{Ca(H}_2\text{AsO}_3)_2$
 $\text{Fe(AsO}_2)_3$, FeAsO_3 , $\text{Fe}_2(\text{HAsO}_3)_3$, $\text{Fe(H}_2\text{AsO}_3)_3$
- 9.198.** $\text{Po(OH)}_4 + 2 \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{PoO}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$
 trioksoopolonian disodu
 $\text{Po(OH)}_4 + 4 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Po(NO}_3)_4 + 4 \text{H}_2\text{O}$
 tetrakis(trioksoazotan) polonu
- 9.199.** Wodorotlenek Sb(OH)_3 poddajemy reakcji z mocnym kwasem i mocną zasadą. Obydwie reakcje powodują roztwarzanie się osadu.
 $\text{Sb(OH)}_3 + 3 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Sb(NO}_3)_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$
 $\text{Sb(OH)}_3 + 3 \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3\text{SbO}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$
- 9.200.** Tlenek As_2O_3 poddajemy reakcji z mocnym kwasem i mocną zasadą. Obydwie reakcje powodują roztwarzanie się tlenku.
 $\text{As}_2\text{O}_3 + 6 \text{HNO}_3 \rightarrow 2 \text{As(NO}_3)_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$
 $\text{As}_2\text{O}_3 + 6 \text{NaOH} \rightarrow 2 \text{Na}_3\text{AsO}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$
- 9.201.** a) $\text{SiH}_4 < \text{PH}_3 < \text{H}_2\text{S} < \text{HCl}$
 b) $\text{H}_3\text{SbO}_3 < \text{H}_3\text{AsO}_3 < \text{H}_3\text{PO}_4 < \text{HNO}_3$
 c) $\text{H}_4\text{SiO}_4 < \text{H}_3\text{PO}_4 < \text{H}_2\text{SO}_4 < \text{HClO}_4$
 d) $\text{HClO} < \text{HClO}_2 < \text{HClO}_3 < \text{HClO}_4$
- 9.202.** a) $\text{Al(OH)}_3 < \text{Mg(OH)}_2 < \text{NaOH}$
 b) $\text{LiOH} < \text{NaOH} < \text{KOH} < \text{RbOH}$
 c) $\text{As(OH)}_3 < \text{Sb(OH)}_3 < \text{Bi(OH)}_3$
 d) $\text{Ge(OH)}_4 < \text{Sn(OH)}_4 < \text{Pb(OH)}_4$
- 9.203.** E_2O_3 , E(OH)_3 , ECl_3 , $\text{E(NO}_3)_3$, $\text{E}_2(\text{SO}_4)_3$
- 9.204.** E_2O_3 , E(OH)_3 , EBr_3 , E_2S_3 , EPO_4
- 9.205.** EO_2 , E(OH)_4 , $\text{E(NO}_3)_4$, $\text{E(SO}_4)_2$, $\text{E}_3(\text{PO}_4)_4$
- 9.206.** E_2O_5 , E(OH)_5 , ECl_5
- 9.207.** a) $K_s = [\text{Sr}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$, b) $K_s = [\text{Ba}^{2+}][\text{BrO}_3^-]^2$
 c) $K_s = [\text{La}^{3+}][\text{IO}_3^-]^3$
 d) $K_s = [\text{Mg}^{2+}][\text{NH}_4^+][\text{PO}_4^{3-}]$
 e) $K_s = [\text{Nd}^{3+}]^2[\text{CO}_3^{2-}]^3$
- 9.208.** a) $K_s = S^2 \Rightarrow S = \sqrt{K_s}$
 b) $K_s = 4 S^3 \Rightarrow S = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}}$
 c) $K_s = 27 S^4 \Rightarrow S = \sqrt[4]{\frac{K_s}{27}}$
 d) $K_s = S^3 \Rightarrow S = \sqrt[3]{K_s}$
 e) $K_s = 108 S^5 \Rightarrow S = \sqrt[5]{\frac{K_s}{108}}$
 f) $K_s = 256 S^5 \Rightarrow S = \sqrt[5]{\frac{K_s}{256}}$
- 9.209.** $S = 1,0 \cdot 10^{-6} \text{ mol/dm}^3$
- 9.210.** $[\text{Cl}^-] = 1,414 \cdot 10^{-6} \text{ mol/dm}^3$
- 9.211.** $S = 1,14 \cdot 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$
- 9.212.** $[\text{CO}_3^{2-}] = 5,754 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$
- 9.213.** $S = 6,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$
- 9.214.** $K_s = 4,36 \cdot 10^{-11}$
- 9.215.** $K_s = 1,07 \cdot 10^{-24}$
- 9.216.** $K_s = 1,04 \cdot 10^{-10}$
- 9.217.** $\text{Ba(BrO}_3)_2$
- 9.218.** 1,5
- 9.219.** 1,2
- 9.220.** Tak
- 9.221.** AgCl
- 9.222.** Tak
- 9.223.** Tak

9.224. $m = 5,305 \cdot 10^{-3} \text{ g}$

9.225. $1,25 \cdot 10^{-12} \text{ dm}^3$

9.226. a, c, d

9.227. $m = 6,673 \cdot 10^{-2} \text{ g}$

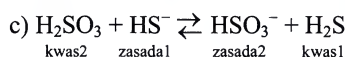
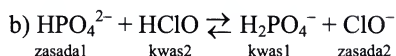
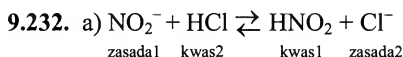
9.228. $K_s = 6,25 \cdot 10^{-2}$

9.229. Nie

9.230. $V = 1,9 \text{ dm}^3$

9.231. a) $s = \frac{SMV_{\text{roztworu}}}{m_{\text{rozpuszczalnika}}}$

b) $s \approx SM$

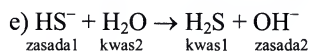
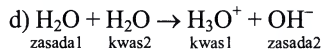
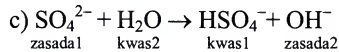
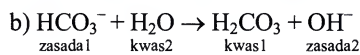
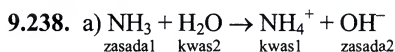
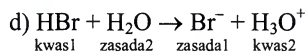
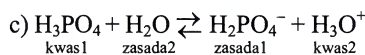
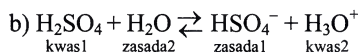


9.233. a) kwasy Brønsteda: H_2PO_4^-
 zasady Brønsteda: Cl^- , NO_3^- , H_2PO_4^-
 b) kwasy Brønsteda: HCl , HNO_3 , H_3PO_4 ,
 zasady Brønsteda: brak

9.234. a) HSiO_3^- , b) HS^- , c) H_2PO_4^-

9.235. a) H_2O , b) HClO_4 , c) HBr , d) HCN

9.236. a) $\text{H}_3\text{Fe}(\text{CN})^-$, $\text{H}_2\text{Fe}(\text{CN})^{2-}$, $\text{HFe}(\text{CN})^{3-}$
 b) HS_2O_3^- , c) żadna



9.239. a) HBr – elektroujemność atomu Br jest większa niż atomu S

b) H_2SO_4 – elektroujemność atomu S jest wyższa niż atomu P

c) HNO_3 – większa liczba atomów tlenu w cząsteczce

d) HBr – atom Br jest większy od atomu Cl

9.240. a) w prawo, b) w prawo, c) w lewo,
 d) w lewo, e) w prawo, f) w prawo

9.241. a) HF , HCl , HBr , HI
 b) H_2S , H_2SO_3 , $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$, H_2SO_4
 c) H_2S , H_2Se , H_2Te
 d) HClO , HClO_2 , HClO_4 , HCl

9.242. a) H_3PO_4 nie ma ładunku ujemnego
 b) H_2CO_3 nie ma ładunku ujemnego
 c) H_2SO_4 nie ma ładunku ujemnego
 d) $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_4$ nie ma ładunku ujemnego

9.243. a) KOH – jon K^+ jest większy od jonu Na^+
 b) KOH – jon K^+ ma mniejszy ładunek dodatni niż jon Ca^{2+}

9.244. a) kwas, b) zasada, c) zasada, d) kwas,
 e) zasada, f) kwas i zasada

9.245.

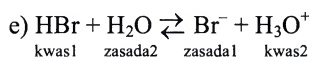
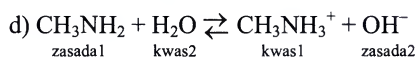
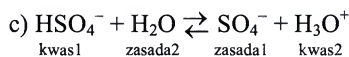
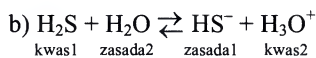
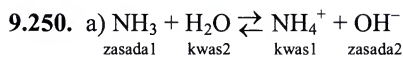
Kwas	Zasada
H_3O^+	H_2O
H_2O	OH^-
HPO_4^{2-}	PO_4^{3-}
NH_4^+	NH_3
HCl	Cl^-
H_2SO_3	HSO_3^-
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	$\text{C}_2\text{H}_5\text{O}^-$

9.246. d) K^+

9.247. Kwasy: Zasady:
 H_2TeO_4 HTeO_4^-
 H_2SeO_4 HSeO_4^-
 H_2SO_4 HSO_4^-

9.248. Zasada: SO_4^{2-} , OH^-
 Kwas: H_2SO_4 , H_3O^+

9.249. Kwas: Zasada:
 a) NH_4^+ NH_3
 b) H_2SO_4 HSO_4^-
 c) H_3O^+ H_2O
 d) HBr Br^-



9.251.

Kwas	Zasada	Kwas i zasada
H ₂ SO ₄	NH ₃	H ₂ O
HCl	Br ⁻	HS ⁻
H ₂ C ₂ O ₃		

9.252. InH

9.253. CN⁻9.254. NH₄⁺

9.255.

Kwas	Zasada
H ₂ S	HS ⁻
H ₂ CO ₃	HCO ₃ ⁻
HClO ₂	ClO ₂ ⁻
HCN	CN ⁻
HF	F ⁻
HCl	Cl ⁻
H ₂ S ₂ O ₃	HS ₂ O ₃ ⁻

ROZDZIAŁ 10.

- 10.1. a) H₂S^{VI}O^{-II}₄, H₂S^{IV}O^{-II}₃, H₃P^VO^{-II}₄
 b) H₂S^{-II}, H^ICl^IO^{-II}, H^ICl^VO^{-II}₃
 c) Na₂S^{VI}O^{-II}₄, K₂S^{IV}O^{-II}₃, P^VO^{-II}₅
 d) Na₂S^{-II}, H^ICl^VO^{-II}₄, Na^ICl^VO^{-II}₃
 e) N^{-III}H^I₃, N^I₂O^{-II}, S^{IV}O^{-II}₂
 f) S^{VI}O^{-II}₃, P^{III}O^{-II}₃, N^{-III}H^I₄Cl^{-I}
- 10.2. Na^IAl^{III}O^{-II}₂, Al^{III}O^{-II}₃, Na^IO^{-II}H^I, H^I₂O^{-II}, H^IV^O^{-II}₃, Na^IH^IP^VO^{-II}₄
- 10.3. Mn^{IV}O^{-II}₂, K^IMn^{VII}O^{-II}₄, K₂Cr^{VI}O^{-II}₄, K₂Cr^{VI}O^{-II}₇, K₂Mn^{VI}O^{-II}₄, Cr^{III}O^{-II}₃
- 10.4. Na^IH^{-I}, Mg^IH^{-I}₂, Al^{III}H^{-I}₃, C^{-IV}H^I₄, N^{-III}H^I₃, H^I₂S^{-II}, H^ICl^{-I}
- 10.5. 4) manganu
- 10.6. I₂O₇, Bi₂O₅, SeO₃, B₂O₃, Cs₂O, SnO₂
- 10.7. a) S^{VI}, Mn^{VII}, P^V, Cl^{VII}, C^{IV}
 b) As^{III}, As^{III}, As^V, Mn^{IV}, P^V
- 10.8. MnO(OH)₂, CaMnO₃
- 10.9. IV, IV, IV
- 10.10. Fe₃O₄, Pb₃O₄
- 10.11. a) HCl^VO₃, Mg₂P^VO₇, H₂Mn^{VI}O₄
 b) HN^{III}O₂, Na₂S^{VI}O₇, Zr^{IV}(OH)₄
 c) Bi^VO₃⁻, H₂P^VO₄⁻, Cl^{VII}O₄⁻
 d) [Au^{III}Cl₄]⁻, Fe^{III}₄[Fe^{II}(CN)₆]₃, Fe^{II}₃[Fe^{III}(CN)₆]₂
- 10.12. a) BrVO₃⁻, As^VO₄³⁻, Mn^{IV}O₃²⁻
 b) H₂B^{III}O₃⁻, Cr^{VI}O₇²⁻, Pb^{IV}O₃²⁻
 c) [Os^{VIII}O₄(OH)₂]²⁻, [Cu^{II}(NH₃)₄]²⁺, [Fe^{II}(CN)₆]⁴⁻

d) U^{IV}O₂ z = 0, Pu^{VII}O₅³⁻, [Fe^{III}(CN)₆]³⁻

10.13. 2, 8, 2

10.14. 1, 3, 6

- 10.15. a) Sn^{IV} – utleniacz, Fe⁰ – reduktor
 redukcja: Sn⁴⁺ + 2 e⁻ → Sn²⁺
 utlenianie: Fe⁰ - 2 e⁻ → Fe²⁺
 b) I⁻ – reduktor, Cu^{II} – utleniacz
 redukcja: Cu²⁺ + e⁻ → Cu⁺
 utlenianie: 2 I⁻ - 2 e⁻ → I₂⁰
 c) S^{-II} – reduktor, I₂⁰ – utleniacz
 redukcja: I₂⁰ + 2 e⁻ → 2 I⁻
 utlenianie: S²⁻ - 2 e⁻ → S⁰
 d) Fe^{II} – reduktor, Br₂⁰ – utleniacz
 redukcja: Br₂⁰ + 2 e⁻ → 2 Br⁻
 utlenianie: Fe²⁺ - e⁻ → Fe³⁺
 e) Fe^{II} – reduktor, Au^{III} – utleniacz
 redukcja: Au³⁺ + 3 e⁻ → Au⁰
 utlenianie: Fe²⁺ - e⁻ → Fe³⁺
- 10.16. a) Zn⁰ – reduktor, H^I – utleniacz
 redukcja: 2 H⁺ + 2 e⁻ → H₂⁰
 utlenianie: Zn⁰ - 2 e⁻ → Zn²⁺
 b) Al⁰ – reduktor, S⁰ – utleniacz
 redukcja: S⁰ + 2 e⁻ → S²⁻
 utlenianie: Al⁰ - 3 e⁻ → Al³⁺
 c) Sn^{II} – reduktor, Fe^{III} – utleniacz
 redukcja: Fe³⁺ + e⁻ → Fe²⁺
 utlenianie: Sn²⁺ - 2 e⁻ → Sn⁴⁺
 d) Ca⁰ – reduktor, O₂⁰ – utleniacz
 redukcja: O₂⁰ + 4 e⁻ → 2 O²⁻
 utlenianie: Ca⁰ - 2 e⁻ → Ca²⁺
 e) Sn^{II} – reduktor, Hg^{II} – utleniacz
 redukcja: Hg²⁺ + 2 e⁻ → Hg⁰
 utlenianie: Sn²⁺ - 2 e⁻ → Sn⁴⁺
 f) Fe⁰ – reduktor, Sb^V – utleniacz
 redukcja: Sb⁵⁺ + 5 e⁻ → Sb⁰
 utlenianie: Fe⁰ - 2 e⁻ → Fe²⁺
- 10.17. a) S^{VI} – utleniacz, I⁻ – reduktor
 redukcja: S^{IV} + 8 e⁻ → S^{-II}
 utlenianie: 2 I⁻ - 2 e⁻ → I₂⁰
 b) Sn^{II} – reduktor, Fe^{III} – utleniacz
 redukcja: Fe^{III} + e⁻ → Fe^{II}
 utlenianie: Sn^{II} - 2 e⁻ → Sn^{IV}
 c) S^{IV} – reduktor, Cl₂⁰ – utleniacz
 redukcja: Cl₂⁰ + 2 e⁻ → 2 Cl^{-I}
 utlenianie: S^{IV} - 2 e⁻ → S^{VI}
 d) Mg⁰ – reduktor, N^V – utleniacz
 redukcja: N^V + e⁻ → N^{IV}
 utlenianie: Mg⁰ - 2 e⁻ → Mg^{II}

- e) Ca^0 – reduktor, H^1 – utleniacz
 redukcja: $2 \text{H}^1 + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2^0$
 utlenianie: $\text{Ca}^0 - 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Ca}^{\text{II}}$
- f) Al^0 – reduktor, H^1 – utleniacz
 redukcja: $2 \text{H}^1 + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2^0$
 utlenianie: $\text{Al}^0 - 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Al}^{\text{III}}$
- g) $\text{S}^{-\text{II}}$ – reduktor, O_2^0 – utleniacz
 redukcja: $\text{O}_2^0 + 4 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{O}^{-\text{II}}$
 utlenianie: $\text{S}^{-\text{II}} - 6 \text{e}^- \rightarrow \text{S}^{\text{IV}}$
- 10.18.** a) 4, 5 \rightarrow 4, 6; b) 4, 3 \rightarrow 6, 2; c) 2, 1 \rightarrow 1, 3;
 d) 2, 3 \rightarrow 2, 2; e) 3, 8 \rightarrow 3, 8, 4; f) 2, 1 \rightarrow 3, 3
- 10.19.** a) 1, 4 \rightarrow 1, 1, 2; b) 2, 3 \rightarrow 2, 2;
 c) 3, 2 \rightarrow 1, 3; d) 1, 4 \rightarrow 1, 4; e) 1, 1 \rightarrow 1, 1;
 f) 1, 2 \rightarrow 1, 2; g) 2, 3 \rightarrow 2, 3
- 10.20.** a) 3, 8 \rightarrow 3, 2, 4; b) 6, 1 \rightarrow 6, 1, 3;
 c) 4, 10 \rightarrow 4, 1, 5; d) 3, 5, 2 \rightarrow 3, 5;
 e) 1, 2, 2 \rightarrow 2, 1; f) 1, 8 \rightarrow 1, 8, 4;
 g) 3, 28, 4 \rightarrow 6, 9, 28
- 10.21.** a) 4, 10 \rightarrow 4, 1, 3; b) 1, 5, 1 \rightarrow 2, 5;
 c) 1, 5 \rightarrow 3, 3; d) 3, 2 \rightarrow 3, 3, 2, 1;
 e) 8, 1 \rightarrow 4, 1, 4; f) 1, 1, 2 \rightarrow 2, 1;
 g) 1, 1, 1 \rightarrow 1, 2
- 10.22.** a) 3, 8 \rightarrow 6, 3, 2, 4; b) 1, 4, 4 \rightarrow 1, 4;
 c) 1, 3 \rightarrow 3, 1; d) 2, 9 \rightarrow 2, 6; e) 1, 3 \rightarrow 3, 2;
 f) 2, 3 \rightarrow 1, 3; g) 3, 8 \rightarrow 3, 8, 4
- 10.23.** a) 2, 2, 2, \rightarrow 1, 1, 2, 2; b) 2, 2, 2 \rightarrow 1, 2, 1, 1, 2;
 c) 1, 4, 7 \rightarrow 1, 4, 2; d) 6, 3 \rightarrow 1, 5, 3;
 e) 1, 5, 6 \rightarrow 2, 10; f) 1, 5, 1 \rightarrow 2, 5;
 g) 2, 10, 1 \rightarrow 6, 1, 6
- 10.24.** a) 4 \rightarrow 3, 1; b) 2 \rightarrow 2, 3; c) 2, 2 \rightarrow 1, 1, 2;
 d) 3 \rightarrow 2, 1, 1; e) 2, 1 \rightarrow 1, 1; f) 3 \rightarrow 1, 2, 1
- 10.25.** a) 2, 2, 1 \rightarrow 2, 1, 2; b) 1, 2 \rightarrow 1, 2, 2;
 c) 2, 1, 1 \rightarrow 1, 2, 1; d) 1, 2 \rightarrow 1, 2;
 e) 1, 1 \rightarrow 1, 2
- 10.26.** a) 1, 2 \rightarrow 1, 1; b) 1, 1 \rightarrow 1, 2;
 c) 1, 1 \rightarrow 1, 2; d) 4, 10, 2 \rightarrow 4, 1, 5;
 e) 2, 1, 6 \rightarrow 3, 3; f) 2, 1, 2 \rightarrow 1, 1, 1;
 g) 2, 2, 4 \rightarrow 2, 1, 2
- 10.27.** a) $\text{Na}_2\text{SO}_4 + 4 \text{Zn} + 8 \text{HCl} \rightarrow$
 $\rightarrow \text{Na}_2\text{S} + 4 \text{ZnCl}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$
 b) $\text{HNO}_3 + 4 \text{Zn} + 8 \text{KOH} \rightarrow$
 $\rightarrow \text{NH}_3 + 4 \text{K}_2\text{ZnO}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$
 c) $3 \text{PbS} + 8 \text{HNO}_3 \rightarrow$
 $\rightarrow 3 \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{NO} + 3 \text{S} + 4 \text{H}_2\text{O}$
 d) $3 \text{As}_2\text{S}_5 + 48 \text{KNO}_3 + 4 \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 $\rightarrow 6 \text{K}_3\text{AsO}_4 + 15 \text{K}_2\text{SO}_4 + 40 \text{NO} + 8 \text{HNO}_3$
- e) $\text{K}_3\text{AsO}_3 + \text{KClO} \rightarrow$
 $\rightarrow \text{K}_3\text{AsO}_4 + \text{KCl}$
- f) $\text{H}_2\text{SO}_3 + 2 \text{K}_2\text{HPO}_3 \rightarrow$
 $\rightarrow \text{S} + 2 \text{K}_2\text{HPO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- g) $\text{K}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{K}_3\text{AsO}_3 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- 10.28.** a) $\text{KClO}_3 + 3 \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{KCl} + 3 \text{Na}_2\text{SO}_4$
 b) $3 \text{K}_3\text{AsO}_3 + \text{KBrO}_3 \rightarrow 3 \text{K}_3\text{AsO}_4 + \text{KBr}$
 c) $\text{Bi} + 4 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O}$
 d) $\text{Bi}_2\text{S}_3 + 8 \text{HNO}_3 \rightarrow$
 $\rightarrow 2 \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + 2 \text{NO} + 3 \text{S} + 4 \text{H}_2\text{O}$
 e) $\text{H}_3\text{AsO}_4 + 4 \text{Zn} + 8 \text{HCl} \rightarrow$
 $\rightarrow \text{AsH}_3 + 4 \text{ZnCl}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$
 f) $2 \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + 5 \text{Pb}_3\text{O}_4 + 24 \text{HNO}_3 \rightarrow$
 $\rightarrow \text{Pb}(\text{MnO}_4)_2 + 14 \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 12 \text{H}_2\text{O}$
 g) $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_3 + 4 \text{Br}_2 + 5 \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 $\rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + 8 \text{HBr}$
- 10.29.** a) 4 \rightarrow 3, 1; b) 4, 3, 3 \rightarrow 1, 3; c) 3, 6 \rightarrow 5, 1, 3
- 10.30.** a) reduktor – C, utleniacz – H_2SO_4 ;
 1, 2 \rightarrow 1, 2, 2
 b) reduktor – C, utleniacz – Cl_2 ; 1, 3, 3 \rightarrow 2, 3
 c) reduktor – CO, utleniacz – Fe_3O_4 ;
 1, 4 \rightarrow 3, 4
 d) nie jest to reakcja redoks; 1, 12 \rightarrow 4, 3
 e) reduktor – C, utleniacz – ClO_2 ;
 4, 1, 1, 4 \rightarrow 4, 1, 3
 f) reduktor – C, utleniacz – N_2 , K_2CO_3 ;
 1, 4, 1 \rightarrow 2, 3
 g) jest to reakcja dysproporcjonowania;
 3, 2 \rightarrow 2, 1, 2
- 10.31.** a) reduktor – Na, utleniacz – SiF_4 ; 1, 4 \rightarrow 1, 4
 b) reduktor – Si, utleniacz – HF; 1, 4 \rightarrow 1, 2
 c) reduktor – Si, utleniacz – $\text{Ca}(\text{OH})_2$, NaOH;
 1, 1, 2 \rightarrow 1, 1, 2
 d) reduktor – C, utleniacz – Cl_2 ; 1, 2, 2 \rightarrow 2, 1
 e) reduktor – SiH_4 , utleniacz – H_2O ; 1, 2 \rightarrow 4, 1
 f) jest to reakcja dysproporcjonowania;
 1, 3 \rightarrow 2, 1
- 10.32.** a) reduktor – Si, utleniacz – NaOH, H_2O ;
 1, 2, 1 \rightarrow 1, 2
 d) reduktor SiH_4 , utleniacz O_2 ; 1, 2 \rightarrow 1, 2
 g) reduktor – Mg, utleniacz – SiO_2 ; 1, 2 \rightarrow 1, 2
- 10.33.** Należy przeprowadzić proces utleniania (de-elektronacji).
- 10.34.** b), d), e), f), g), h), i)
- 10.35.** b), c), d) – jedynie z fluorem, e), f), g), h)
- 10.36.** a) MnO_4^- , b) Cl^- , c) ClO_2^-
- 10.37.** a) fluor, b) sól, c) chlor

- 10.38. a) $4 \text{NH}_3 + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{N}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$
Na jeden mol amoniaku przypada 3/4 mola cząsteczek tlenu
b) $4 \text{NH}_3 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{NO} + 6 \text{H}_2\text{O}$
Na jeden mol amoniaku przypada 5/4 mola cząsteczek tlenu
c) $4 \text{NH}_3 + 7 \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{NO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$
Na jeden mol amoniaku przypada 7/4 mola cząsteczek tlenu
- 10.39. 7,88 g
- 10.40. a) 74,3 cm³, b) 77,8 cm³
- 10.41. a) 12 dm³, b) 13,7 dm³
- 10.42. 252 g
- 10.43. a) 11,2 dm³, b) 11,6 dm³
- 10.44. a) $3 \text{SO}_2 + 2 \text{HNO}_3 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 3 \text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{NO}$
b) $3 \text{PbS} + 8 \text{HNO}_3 \rightarrow 3 \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 3 \text{S} + 2 \text{NO} + 4 \text{H}_2\text{O}$
c) $10 \text{KI} + 2 \text{KMnO}_4 + 8 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 5 \text{I}_2 + 2 \text{MnSO}_4 + 6 \text{K}_2\text{SO}_4 + 8 \text{H}_2\text{O}$
d) $\text{Cl}_2 + \text{SO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{HCl}$
e) $5 \text{KNO}_2 + 2 \text{KMnO}_4 + 3 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 5 \text{KNO}_3 + 2 \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 3 \text{H}_2\text{O}$
f) $6 \text{FeSO}_4 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 7 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 3 \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 7 \text{H}_2\text{O}$
- 10.45. a) $\text{KClO}_3 + 3 \text{K}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{KCl} + 3 \text{K}_2\text{SO}_4$
b) $3 \text{Cu} + 8 \text{HNO}_3 \rightarrow 3 \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{NO} + 4 \text{H}_2\text{O}$
c) $2 \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow 3 \text{S} + 3 \text{H}_2\text{O}$
d) $\text{Fe}_3\text{O}_4 + 10 \text{HNO}_3 \rightarrow 3 \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO}_2 + 5 \text{H}_2\text{O}$
e) $\text{Ag} + 2 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{AgNO}_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 10.46. a) $5 \text{Br}^- + \text{BrO}_3^- + 6 \text{H}^+ \rightarrow 3 \text{Br}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$
b) $\text{Fe}_2\text{S}_3 + 8 \text{NO}_3^- + 8 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{Fe}^{3+} + 3 \text{SO}_4^{2-} + 8 \text{NO} + 4 \text{H}_2\text{O}$
c) $5 \text{Fe}^{2+} + 8 \text{H}^+ + \text{MnO}_4^- \rightarrow 5 \text{Fe}^{3+} + \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$
d) $3 \text{SO}_3^{2-} + \text{ClO}_3^- \rightarrow \text{Cl}^- + 3 \text{SO}_4^{2-}$
e) $2 \text{MnO}_4^- + 5 \text{NO}_2^- + 6 \text{H}^+ \rightarrow 5 \text{NO}_3^- + 2 \text{Mn}^{2+} + 3 \text{H}_2\text{O}$
f) $6 \text{Fe}^{2+} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 6 \text{Fe}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$

ROZDZIAŁ 11.

- 11.1. a) $\text{Ag} + \text{CuSO}_4 \rightarrow$ nie zachodzi
b) $\text{Cu} + 2 \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{Ag}$
c) $3 \text{Pb} + 2 \text{FeCl}_3 \rightarrow 3 \text{PbCl}_2 + 2 \text{Fe}$

- d) $\text{Pb} + \text{FeCl}_2 \rightarrow$ nie zachodzi
e) $\text{Fe} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + \text{Pb}$
f) $\text{Sn} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{SnCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$
g) $\text{Ag} + \text{HCl} \rightarrow$ nie zachodzi
h) $\text{H}_2 + 2 \text{AgNO}_3 \rightarrow 2 \text{Ag} + 2 \text{HNO}_3$

11.2. $\text{Zn} > \text{Fe} > \text{Cu} > \text{Ag}$

11.3. a) tak, b) nie, c) nie

11.4. Jedną z możliwości jest np. wprowadzenie tantalu do roztworu w postaci jonów (w reakcji z kwasem), a następnie dodanie do roztworu kawałków drugiego metalu. Jeżeli wolfram wyprze z roztworu jony tantalu, to będzie oznaczać, że jest metalem bardziej reaktywnym. Jeżeli tak się nie stanie, to będzie oznaczać, że tantal jest bardziej reaktywny.

11.5. a) tak, b) nie, c) tak, d) tak, e) tak, f) nie

11.6. a) 1) tak, 2) tak, 3) tak, 4) nie, 5) nie

b) 1) tak, 2) nie, 3) tak, 4) nie, 5) nie

c) 1) nie, 2) nie, 3) tak, 4) nie, 5) nie

d) 1) tak, 2) tak, 3) tak, 4) tak, 5) tak

11.7. a) S^{2-} , b) Br^- , c) Fe^{2+} , d) SO_3^{2-}

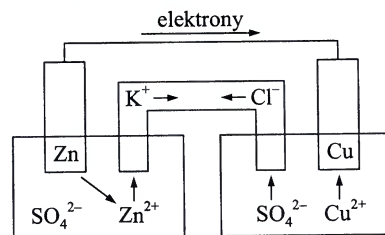
11.8. a) Ag^+ , b) Pb^{4+} , c) NO_3^- , d) MnO_4^-

11.9. a) 8, b) 6, c) 10, d) 3

11.10. a) żelazo – ujemny, cyna – dodatni
b) cynk – ujemny, srebro – dodatni
c) glin – ujemny, platyna – dodatni
d) platyna – ujemny, złoto – dodatni

11.11. a) od żelaza do cyny, b) od miedzi do platyny

11.12.

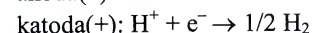


11.13. Cynk (Zn)

11.14. Anoda: $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^-$
katoda: $\text{Sn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Sn}$

11.15. Anoda: $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$
katoda: $2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$

11.16. a) W tym przypadku półogniwo będzie stanowiło anodę, zatem przebiegać będzie utlenianie:



Elektrony płyną od anody do katody.

b) W tym przypadku półogniwo będzie stanowiło katodę, zatem przebiegać będzie redukcja

anoda(-): $3 \text{H}_2 \rightarrow 6 \text{H}^+ + 6 \text{e}^-$
 katoda(+): $\text{ClO}_3^- + 6 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^- + 3 \text{H}_2\text{O}$
 Elektron-y płyną od anody do katody.

- 11.17.** $\text{Sn}^{2+} | \text{Sn}^{4+} || \text{Fe}^{3+} | \text{Fe}^{2+}$
 anoda(-): $\text{Sn}^{2+} \rightarrow \text{Sn}^{4+} + 2 \text{e}^-$
 katoda(+): $2 \text{Fe}^{3+} + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Fe}^{2+}$
 Elektron-y płyną od anody do katody, reduk-torem są jony Sn^{2+} , a utleniaczami jony Fe^{3+} .
- 11.18.** 0,31 V
- 11.19.** Anoda(-) $\text{Mg} | \text{Mg}^{2+} || \text{Pb}^{2+} | \text{Pb}$ (+)katoda,
 SEM = 2,25 V
- 11.20.** Elektroda-tą będzie elektroda ołowiana. Dla pierwszego przypadku mamy następujący zapis ogniwa:
 (-) $\text{Mg} | \text{Mg}^{2+} || \text{Pb}^{2+} | \text{Pb}$ (+)
 Elektron-y przepływają od anody do katody.
 anoda(-): $\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2 \text{e}^-$
 katoda(+): $\text{Pb}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Pb}$
 $\text{Mg} + \text{Pb}^{2+} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + \text{Pb}$
 $\text{SEM} = E_k - E_a = -0,13 \text{ V} - (-2,38 \text{ V}) = 2,25 \text{ V}$
 W drugim przypadku schemat ogniwa wygląda następująco:
 (-) $\text{Pb} | \text{Pb}^{2+} || \text{Cu}^{2+} | \text{Cu}$ (+)
 Elektron-y przepływają od anody do katody.
 anoda(-): $\text{Pb} \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2 \text{e}^-$
 katoda(+): $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$
 $\text{Pb} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Pb}^{2+} + \text{Cu}$
 $\text{SEM} = E_k - E_a = 0,34 \text{ V} - (-0,13 \text{ V}) = 0,47 \text{ V}$
- 11.21.** Więcej niż 50
- 11.22.** Półogniwo żelazowe jest biegunem dodat-nim, a półogniwo jodowe biegunem ujemnym.
- 11.23.** a) $E^c = 0,00 + 0,059 \log 10^{-7} = -0,41 \text{ V}$
 b) $E^c = 0,00 + 0,059 \log 10^{-14} = -0,82 \text{ V}$
- 11.24.** Metale I i II grupy głównej układu okresowe-go nie są stosowane jako elektrody w wod-nych ogniwach galwanicznych, ponieważ wykazują zbyt dużą reaktywność w stosunku do wody. Zamiast przekazywać elektron-y poprzez przewodnik, metale przenoszą je na jony H^+ tworząc gazowy wodór.
- 11.25.** Blacha ocynkowana
- 11.26.** Żelazo pożłocone
- 11.27.** Nie, ponieważ w tym przypadku będzie zachodzić reakcja: $2 \text{Ag}^+ + \text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2 \text{Ag}$
- 11.28.** Tak
- 11.29.** Nie, gdyż powstanie wówczas tzw. ogniwo Daniella, gdzie anodę stanowi cynk, a katodę żelazo, i tylko na niej wydziela się wodór.

11.30. Dotykając płytkę żelazną drutem cynkowym powodujemy powstawanie ogniwa Daniella i wydzielanie wodoru na płytce. Po dotknię-ciu płytki drutem srebrnym wodór przestanie się wydzielać.

11.31. Podwoдем tego jest tworzenie się wolnej miedzi: $\text{Zn}^0 + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}^0$ a następnie stworzenie przez drobinki miedzi i płytkę cynkową ogniwa Daniella, co zwiększa wydzielanie wodoru na płytce.

11.32. Fe – większą, Bi – mniejszą, Ag – bez zmian

11.33. $0,5 \text{ mol/dm}^3$

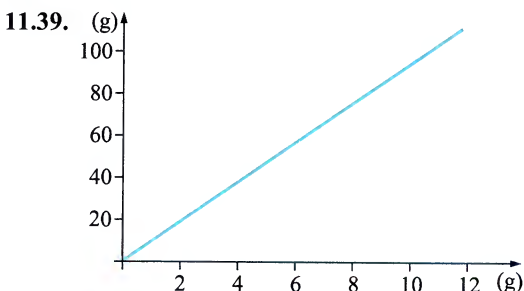
11.34. 65 u (Zn)

11.35. +1

11.36. 70 g

11.37. 2,25 g

11.38. 28,5 g



11.40. Tak, jednak ładunek jonu metalu B musi być większy niż ładunek jonu metalu A.

11.41. $[\text{Ag}^+] = 0,069 \text{ mol/dm}^3$,
 $[\text{Zn}^{2+}] = 0,115 \text{ mol/dm}^3$

11.42. Wodny roztwór NaCl, woda wapienna, wodny roztwór H_2SO_4 , wodny roztwór NaOH, wodny roztwór ZnSO_4 .

11.43. Ocet, wodny roztwór chlorowodoru, wodny roztwór amoniaku

11.44. a) 1) H_2 i O_2 , 2) H_2 i O_2 , 3) Fe i Cl_2
 b) 1) H_2 i O_2 , 2) H_2 i O_2 , 3) H_2 i S
 c) 1) Ag i O_2 , 2) Cu i Cl_2 , 3) H_2 i O_2
 d) 1) H_2 i O_2 , 2) Zn i Br_2 , 3) H_2 i I_2

11.45. a) Zn i O_2

(-)katoda: $2 \text{Zn}^{2+} + 4 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Zn}$

(+)anoda: $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 4 \text{H}^+ + \text{O}_2 + 4 \text{e}^-$

b) H_2 i O_2

(-)katoda: $4 \text{H}_2\text{O} + 4 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{H}_2 + 4 \text{OH}^-$

(+)anoda: $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 4 \text{H}^+ + \text{O}_2 + 4 \text{e}^-$

c) Pb i Cl_2

(-)katoda: $\text{Pb}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Pb}$

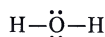
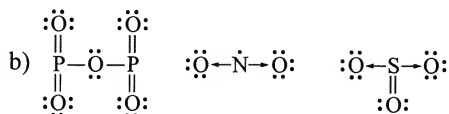
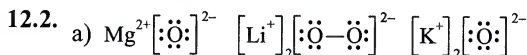
(+)anoda: $2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-$

- d) H₂ i S
 (-)katoda: $2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2 \text{OH}^-$
 (+)anoda: $\text{S}^{2-} \rightarrow \text{S} + 2 \text{e}^-$
- 11.46.** a) H₂ i O₂
 (-)katoda: $4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{H}_2$
 (+)anoda: $4 \text{OH}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 + 4 \text{e}^-$
- b) H₂ i O₂
 (-)katoda: $4 \text{H}_2\text{O} + 4 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{H}_2 + 4 \text{OH}^-$
 (+)anoda: $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 4 \text{H}^+ + \text{O}_2 + 4 \text{e}^-$
- c) Cu i O₂
 (-)katoda: $2 \text{Cu}^{2+} + 4 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cu}$
 (+)anoda: $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 4 \text{H}^+ + \text{O}_2 + 4 \text{e}^-$
- d) Zn i Br₂
 (-)katoda: $\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$
 (+)anoda: $2 \text{Br}^- \rightarrow \text{Br}_2 + 2 \text{e}^-$
- 11.47.** a) H₂ i I₂
 (-)katoda: $2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$
 (+)anoda: $2 \text{I}^- \rightarrow 2 \text{e}^- + \text{I}_2$
- b) Fe i O₂
 (-)katoda: $2 \text{Fe}^{2+} + 4 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Fe}$
 (+)anoda: $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 4 \text{H}^+ + \text{O}_2 + 4 \text{e}^-$
- c) H₂ i O₂
 (-)katoda: $4 \text{H}_2\text{O} + 4 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{H}_2 + 4 \text{OH}^-$
 (+)anoda: $4 \text{OH}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 + 4 \text{e}^-$
- d) Ag i O₂
 (-)katoda: $4 \text{Ag}^+ + 4 \text{e}^- \rightarrow 4 \text{Ag}$
 (+)anoda: $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 4 \text{H}^+ + \text{O}_2 + 4 \text{e}^-$
- 11.48.** a) Na i Cl₂
 (-)katoda: $2 \text{Na}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Na}$
 (+)anoda: $2 \text{Cl}^- \rightarrow 2 \text{e}^- + \text{Cl}_2$
- b) H₂ i Cl₂
 (-)katoda: $2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2 \text{OH}^-$
 (+)anoda: $2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-$
- c) H₂ i Br₂
 (-)katoda: $2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$
 (+)anoda: $2 \text{Br}^- \rightarrow \text{Br}_2 + 2 \text{e}^-$
- d) Na i O₂
 (-)katoda: $4 \text{Na}^+ + 4 \text{e}^- \rightarrow 4 \text{Na}$
 (+)anoda: $4 \text{OH}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 + 4 \text{e}^-$
- e) H₂ i O₂
 (-)katoda: $4 \text{H}_2\text{O} + 4 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{H}_2 + 4 \text{OH}^-$
 (+)anoda: $4 \text{OH}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 + 4 \text{e}^-$
- f) Sn i Cl₂
 (-)katoda: $\text{Sn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Sn}$
 (+)anoda: $2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-$
- g) Sn i Br₂
 (-)katoda: $\text{Sn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Sn}$
 (+)anoda: $2 \text{Br}^- \rightarrow \text{Br}_2 + 2 \text{e}^-$
- 11.49.** Nie może, ponieważ jest metalem aktywnym, który w wodnym roztworze od razu przechodzi w kation z wytworzeniem wodoru.
- 11.50.** Metalowy przedmiot należy połączyć z biegunem ujemnym.
- 11.51.** Podczas elektrolizy H₂SO₄ zachodzą następujące reakcje:
 (-)katoda: $4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{H}_2$
 (+)anoda: $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 4 \text{H}^+ + \text{O}_2 + 4 \text{e}^-$
 Po dodaniu do siebie równań tych reakcji stronami otrzymujemy:
 $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_2 + \text{O}_2$
 Widzimy zatem, że sumaryczna reakcja polega na rozkładzie wody.
- 11.52.** H₂SO₄, HNO₃, K₂SO₄, NaNO₃
- 11.53.** Nowy związek pojawi się w przypadku elektrolizy w elektrolizerze zawierającym elektrody grafitowe, a tym nowym związkiem będzie kwas HNO₃. W przypadku elektrod srebrnych skład roztworu nie będzie ulegał zmianie.
- 11.54.** Tak, w wyniku reakcji katodowej:
 $2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$
 ubywać będzie jonów H⁺, co oznacza zmniejszenie kwasowości roztworu.
- 11.55.** Roztwór staje się coraz bardziej kwaśny, co jest związane z reakcją anodową:
 $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 4 \text{H}^+ + \text{O}_2 + 4 \text{e}^-$
- 11.56.** W probówce I będzie się wydzieliał tlen, a w probówce II – wodór. Roztwór w pobliżu probówki II zmieni zabarwienie na różowe.
- 11.57.** Możemy zbudować układ taki, jak w zadaniu 11.56, zawierający roztwór soli Na₂SO₄. Wówczas będą zachodzić następujące reakcje:
 (-)katoda: $4 \text{H}_2\text{O} + 4 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{H}_2 + 4 \text{OH}^-$
 (+)anoda: $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 4 \text{H}^+ + \text{O}_2 + 4 \text{e}^-$
 Widzimy, że ilość gazu wydzielającego się na katodzie jest dwa razy większa niż na anodzie, zatem w probówce zawierającej elektrodę połączoną z biegunem ujemnym wydzielać się będzie więcej gazu niż w probówce z elektrodą podłączoną do bieguna dodatniego.
- 11.58.** Badanymi roztworami mogły być roztwory: I – NaCl, II – HCl, III – H₂SO₄, IV – Na₂SO₄
- 11.59.** Cu, Fe, Zn

- 11.60.** Przewodnictwo wzrosło. W oddzielnych roztworach zachodzą reakcje:
 $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$
 $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$
 W przypadku pierwszej reakcji jony OH^- hamują postęp reakcji, a w drugiej reakcji jej postęp hamują jony H^+ . W wyniku zmieszania zachodzi reakcja:
 $\text{NH}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{HCO}_3^-$
 Widzimy, że po zmieszaniu z roztworu usuwane są odpowiednio jony OH^- i H^+ co powoduje przesunięcie dwóch pierwszych reakcji silnie w prawo, czyli zwiększa się stopień dysocjacji. Większa ilość jonów w roztworze powoduje większe przewodnictwo elektryczne.
- 11.61.** Natężenie prądu zmniejszyło się w wyniku zmniejszenia ilości jonów w roztworze. Dalsze wprowadzanie kwasu powodować będzie zwiększanie się ilości jonów, większe przewodnictwo roztworu, a co za tym idzie coraz większe natężenie prądu.
- 11.62.** Największe natężenie prądu było w przypadku roztworu kwasu H_2SO_4 , a najmniejsze w roztworze kwasu H_3PO_4 .
- 11.63.** a) propionian sodu, b) mrówczan sodu, c) szczawian sodu
- 11.64.** (-)katoda: $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$
 (+)anoda: $\text{Ag} \rightarrow \text{Ag}^+ + \text{e}^-$
- 11.65.** Cu, Pb, Sn
 $P_{\text{H}_2/\text{Sn}}^w = -0,41 \text{ V} - 1,0 \text{ V} = -1,41 \text{ V}$
- 11.66.** a) 2 F, b) 3 F, c) 8 F, d) 1 F
- 11.67.** 5 cm³
- 11.68.** 168 dm³
- 11.69.** 35,5 g
- 11.70.** 23 g
- 11.71.** 18 cm³ Cl₂
- 11.72.** 2,56 g
- 11.73.** $t = \frac{3F}{I}$
- 11.74.** 1,68 g
- 11.75.** Ok. 12 h
- 11.76.** 4,5 A
- 11.77.** a) jeden mol atomów, czyli $6,02 \cdot 10^{23}$
 b) pół mola atomów, czyli $3,01 \cdot 10^{23}$
- 11.78.** 2
- 11.79.** Z FeCl₂
- 11.80.** Nie
- 11.81.** W elektrolizerze z AgNO₃
- 11.82.** 9,5 F
- 11.83.** a) 63,4% Fe, 36,6% Zn
 b) 0,25 mola ZnCl₂
- 11.84.** 115 u
- 11.85.** Katoda: 1 mol Cu i 1,5 mola H₂, roztwór: H₂SO₄
- 11.86.** 0,606 mg Zn i 2,01 mg Ag
- 11.87.** 4,04 mg
- 11.88.** III
- 11.89.** 0,75 mola
- 11.90.** 80%
- 11.91.** 1,12 g
- 11.92.** 16 F
- 11.93.** 94,5%, 2,3 m³ H₂
- 11.94.** 20%
- 11.95.** 145 kg
- 11.96.** 24 F
- 11.97.** 1 : 1,09
- 11.98.** $\frac{I_1}{I_2} = \frac{2,05 p}{100 - p}$
- 11.99.** $t = \frac{S \cdot h \cdot d \cdot z \cdot F}{m_M \cdot I} = 23 \text{ min}$
- 11.100.** 36 milimoli
- 11.101.** a) biegun ujemny: $\text{Pb} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{PbSO}_4 + 2 \text{e}^-$
 biegun dodatni:
 $\text{PbO}_2 + 4 \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{PbSO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$
 b) 0,89 F
- 11.102.** a) przyrost masy o 50,2 g,
 b) przyrost masy o 33,5 g

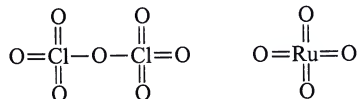
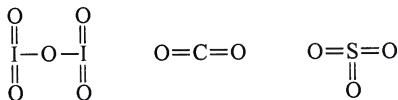
ROZDZIAŁ 12.

- 12.1.** SO₂ – wiązanie kowalencyjne spolaryzowane
 CaO – wiązanie jonowe
 Cl₂O₇ – wiązanie kowalencyjne spolaryzowane
 Cs₂O – wiązanie jonowe



12.3. K_2O , BaO , SiO_2 , Bi_2O_5 , Al_2O_3 , Cl_2O_7 , OsO_4 , SO_2 , SO_3

12.4. $O=B-O-B=O$ $N=O$ $Cl-O-Cl$



12.5. a) Na – I, Ca – II, C – IV, Mn – VII, Os – VIII
b) Si – IV, Fe – III, Fe – II, Ag – I, Cr – VI

12.6. CrO , Cr_2O_3 , CrO_3 , As_2O_3 , As_2O_5 , Ag_2O , OsO_2 , OsO_4

12.7. Ag_2O , PbO_2 , Au_2O_3 , RuO_4 , N_2O_4

12.8. a) tritlenek dichromu b) tlenek chromu(III)
tlenek chromu tlenek chromu(II)
tritlenek dibizmutu tlenek bizmutu(III)
pentatlenek dibizmutu tlenek bizmutu(V)
tlenek ołowiu tlenek ołowiu(II)
ditlenek ołowiu tlenek ołowiu(IV)
tlenek manganu tlenek manganu(II)
tritlenek dimanganu tlenek manganu(III)

12.9. a) ditlenek cyny b) tlenek cyny(IV)
tlenek cyny tlenek cyny(II)
tritlenek diantymonu tlenek antymonu(III)
pentatlenek diantymonu tlenek antymonu(V)
tlenek miedzi tlenek miedzi(II)
tlenek dimiedzi tlenek miedzi(I)
tlenek niklu tlenek niklu(II)
tritlenek diniklu tlenek niklu(III)
pentatlenek diarsenu tlenek arsenu(V)
tritlenek diarsenu tlenek arsenu(III)

12.10. a) tlenek węgla b) tlenek węgla(II)
ditlenek węgla tlenek węgla(IV)
ditlenek siarki tlenek siarki(IV)
tritlenek siarki tlenek siarki(VI)
tritlenek difosforu tlenek fosforu(III)
pentatlenek difosforu tlenek fosforu(V)
tlenek azotu tlenek azotu(II)
ditlenek azotu tlenek azotu(IV)
tritlenek diazotu tlenek azotu(III)
pentatlenek diazotu tlenek azotu(V)

12.11. TeO_2 . Prawidłowość: wzrasta liczba elektronów i liczba powłok.

12.12. Wpływ na to ma budowa cząsteczek. W BaO_2 atomy tlenu łączą się wiązaniem kowalencyjnym ze sobą, a tlen przyjmuje stopień utlenienia –I (charakterystyczny dla nadtlenu). W przypadku PbO_2 , każdy atom tlenu łączy się wiązaniem podwójnym z atomem

ołowiu, a tlen przyjmuje stopień utlenienia równy –II.

12.13. Tlenki metali: MgO , Fe_2O_3 , ZnO , Al_2O_3 , Na_2O , BaO

tlenki niemetalu: CO_2 , N_2O_3 , Cl_2O

12.14. Al_2O_3 , CO_2 , Na_2O , NO

12.15. $2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$, $4Cu + O_2 \rightarrow 2Cu_2O$
 $4P + 3O_2 \rightarrow 2P_2O_3$, $4P + 5O_2 \rightarrow 2P_2O_5$
 $C + O_2 \rightarrow CO_2$, $4Na + O_2 \rightarrow 2Na_2O$
 $2Ca + O_2 \rightarrow 2CaO$, $4Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$
 $4As + 5O_2 \rightarrow 2As_2O_5$, $S + O_2 \rightarrow SO_2$

12.16. $Cu_2O + C \rightarrow 2Cu + CO$

$ZnO + C \rightarrow Zn + CO$

$Fe_2O_3 + 3C \rightarrow 2Fe + 3CO$

$PbO_2 + 2C \rightarrow Pb + 2CO$

12.17. $Cu_2O + H_2 \rightarrow 2Cu + H_2O$

$MnO_2 + 2H_2 \rightarrow Mn + 2H_2O$

$FeO + H_2 \rightarrow Fe + H_2O$

$Fe_2O_3 + 3H_2 \rightarrow 2Fe + 3H_2O$

12.18. Li_2O – tlenek zasadowy, CO – tlenek obojętny, SrO – tlenek zasadowy, N_2O_3 – tlenek kwasowy, SO_3 – tlenek kwasowy

12.19. Tl_2O_3 – tlenek zasadowy, ZrO_2 – tlenek amfoteryczny, N_2O – tlenek obojętny, SrO – tlenek zasadowy, TeO_2 – tlenek kwasowy

12.20. Ti_2O_3 :

$4Ti + 3O_2 \rightarrow 2Ti_2O_3$, $4TiO + O_2 \rightarrow 2Ti_2O_3$

NiO :

$2Ni + O_2 \rightarrow 2NiO$, $Ni_2O_3 + H_2 \rightarrow 2NiO + H_2O$

PtO_2 :

$Pt + O_2 \rightarrow PtO_2$, $2PtO + O_2 \rightarrow 2PtO_2$

$2Pt_2O_3 + O_2 \rightarrow 4PtO_2$, $PtO_3 + C \rightarrow PtO_2 + CO$

12.21. HI , H_2Te , AsH_3 , SnH_2 , AlH_3 , LiH , CaH_2

12.22. Selenowódor, wodorek berylu, wodorek bizmutu, wodorek galu, wodorek sodu, wodorek krzemu

12.23. Wodorki jonowe: LiH

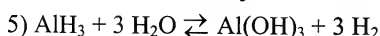
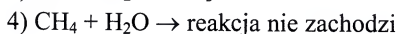
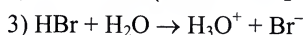
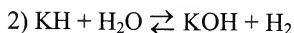
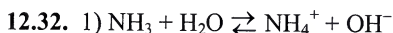
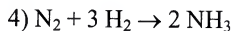
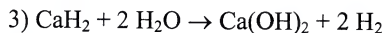
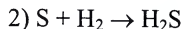
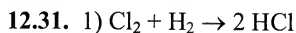
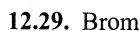
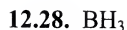
wodorki kowalencyjne: HBr , NH_3 , CH_4

12.24. $\begin{array}{c} H \\ | \\ H-\ddot{S}: \\ | \\ H \end{array}$ $[\ddot{H}]^- Ca^{2+} [\ddot{H}]^-$ $\begin{array}{c} H \\ | \\ H-\ddot{P}-H \\ | \\ H \end{array}$ $\begin{array}{c} H \\ | \\ H-Si-H \\ | \\ H \end{array}$

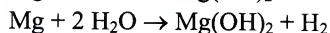
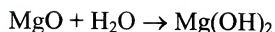
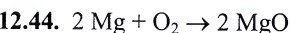
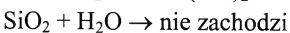
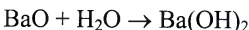
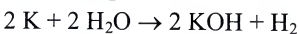
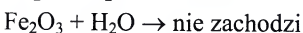
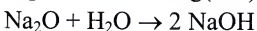
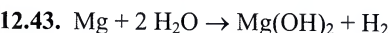
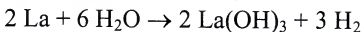
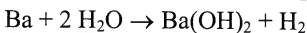
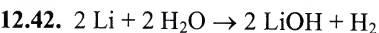
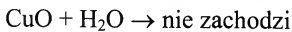
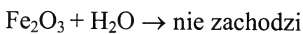
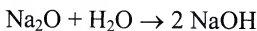
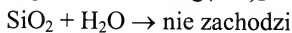
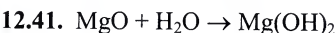
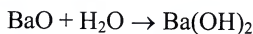
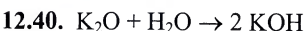
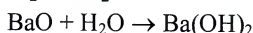
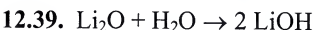
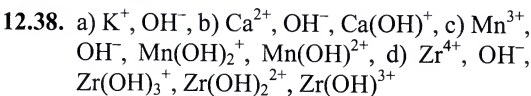
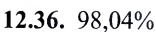
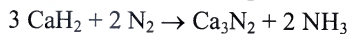
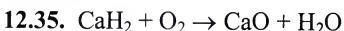
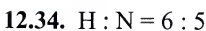
12.25. NaH (I), MgH_2 (II), AlH_3 (III), SiH_4 (IV), PH_3 (III), H_2S (–II), HCl (–I)

12.26. Wodorek sodu, diwodorek magnezu, trójwodorek glinu, czterowodorek krzemu, fosforowódor, siarkowódor, chlorowódor

12.27. Fluorowódor to gaz, a kwas fluorowodorowy to roztwór wodny tego gazu



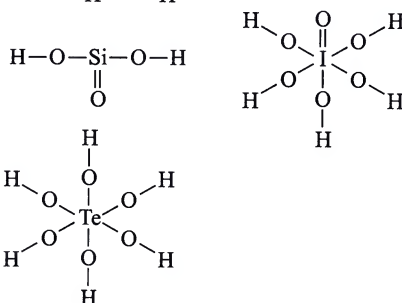
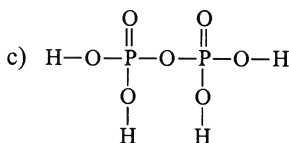
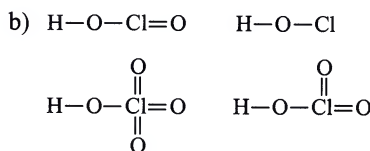
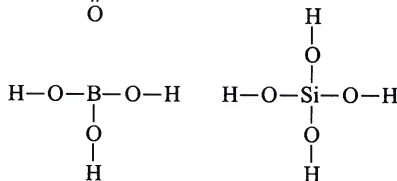
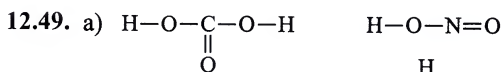
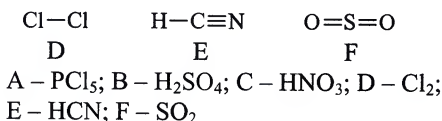
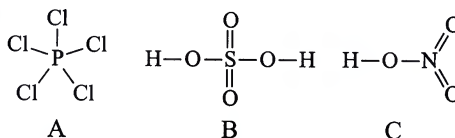
12.33. Oba te gazy mają charakterystyczny zapach. Chcąc jednak użyć metody chemicznej, wkładamy koniec rurki do naczynia z wodą zawierającą fenoloftaleinę. Przy przepływie amoniaku roztwór zabarwi się na różowo, a w przypadku chlorowodoru roztwór pozostanie bezbarwny.

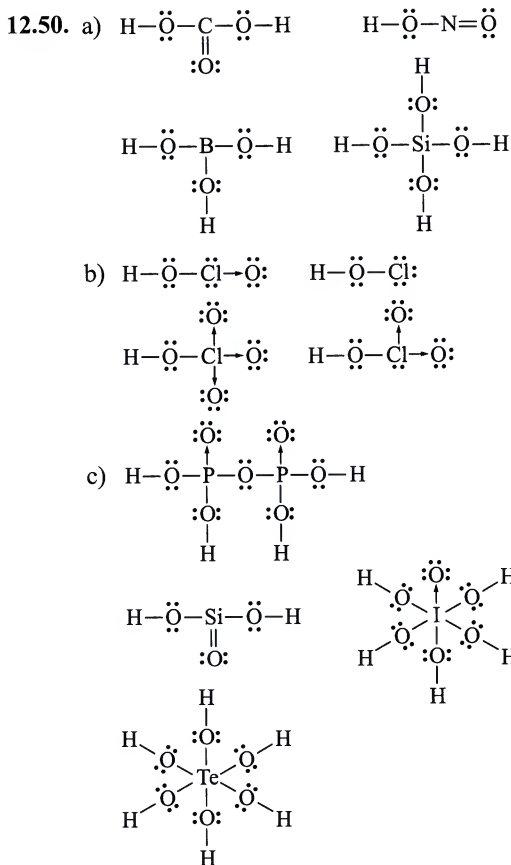


- 12.45. a) diwodorotlenek żelaza
triwodorotlenek żelaza
wodorotlenek miedzi
diwodorotlenek miedzi
wodorotlenek potasu
diwodorotlenek cyny
tetrawodorotlenek cyny
- b) wodorotlenek żelaza(II)
wodorotlenek żelaza(III)
wodorotlenek miedzi(I)
wodorotlenek miedzi(II)
wodorotlenek potasu
wodorotlenek cyny(II)
wodorotlenek cyny(IV)

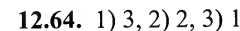
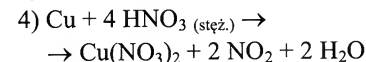
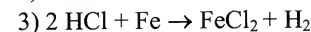
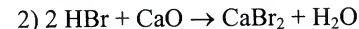
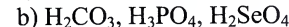
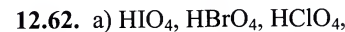
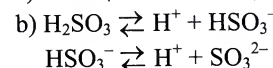
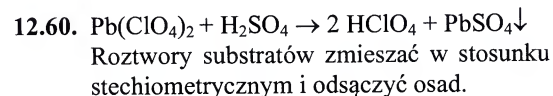
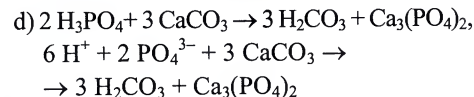
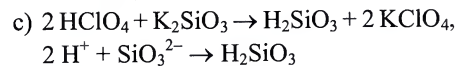
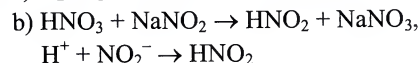
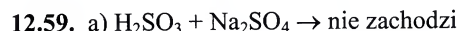
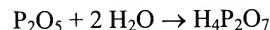
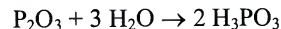
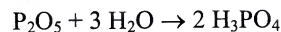
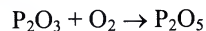
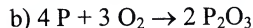
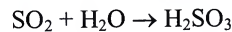
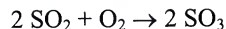
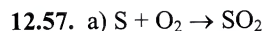
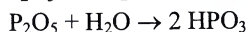
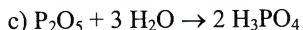
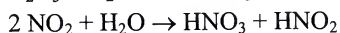
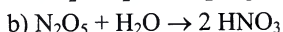
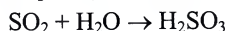
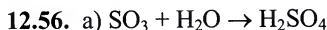
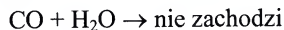
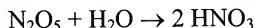
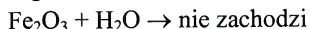
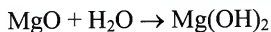
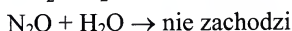
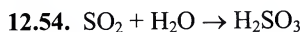
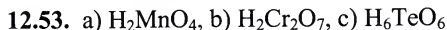


- 12.47. 1) -II, IV; 2) -I, III; 3) -IV, V, 4) -III, V,
5) -VI, VI, 6) -V, VII, 7) -VII, V,
8) -IV, VIII

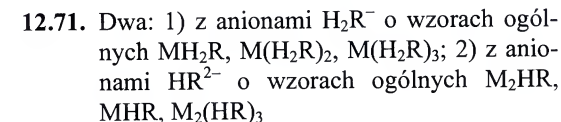
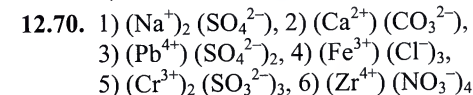
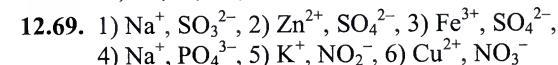
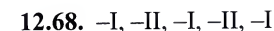
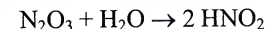




12.52. kwas tetraksotellurowy(VI)
 kwas dioksojodowy(III)
 kwas trioksoantymonowy(V)



12.66. Jest to tritlenek diazotu



- 12.72. 1) Na^+ , HSO_4^- , 2) Mg^{2+} , OH^- , Cl^- , 3) Al^{3+} , OH^- , Cl^- , 4) jak 3, ale w innym stosunku, 5) Mg^{2+} , OH^- , CO_3^{2-} , 6) Mg^{2+} , H_2PO_4^-
- 12.73. 1) $(\text{Na}^+)(\text{HSO}_4^-)$, 2) $(\text{Mg}^{2+})(\text{OH}^-)(\text{Cl}^-)$, 3) $(\text{Al}^{3+})(\text{OH}^-)(\text{Cl}^-)_2$, 4) $(\text{Al}^{3+})(\text{OH}^-)_2(\text{Cl}^-)$, 5) $(\text{Mg}^{2+})_2(\text{OH}^-)_2(\text{CO}_3^{2-})$, 6) $(\text{Mg}^{2+})(\text{H}_2\text{PO}_4^-)_2$
- 12.74. Wodorosole: $\text{Ca}(\text{HPO}_4)_2$, KHCO_3
 hydroksosole: $\text{Be}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$, $\text{Ni}(\text{OH})\text{Cl}$
 sole podwójne: $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$, $\text{NaCr}(\text{SO}_4)_2$
 sole kompleksowe: $[\text{Mg}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$

12.75.

Sól	a	b	c	d	e	f	g
Kationy	1	2	2	1	1	1	2
Aniony	2	2	3	2	1	2	2

- 12.76. 1) bromek potasu, 2) jodek cynku, 3) fluorek glinu, 4) bromek srebra, 5) chlorek złota, 6) siarczek glinu
- 12.77. 1) Mn_2S_3 , 2) Ag_2S , 3) UF_6 , 4) NbBr_5 , 5) PbS_2 , 6) PbS
- 12.78. 1) Mn_2S_3 , 2) Ag_2S , 3) UF_6 , 4) NbBr_5 , 5) PbS_2 , 6) PbS
- 12.79. 1) dichlorek żelaza, chlorek żelaza(II), 2) trichlorek żelaza, chlorek żelaza(III), 3) bromek miedzi (czyli monobromek monomiedzi), bromek miedzi(I), 4) dibromek miedzi, bromek miedzi(II), 5) dijodek ołowiu, jodek ołowiu(II), 6) tetrajodek ołowiu, jodek ołowiu(IV)
- 12.80. 1) trisiarczek dichromu, siarczek chromu(III), 2) siarczek chromu (czyli monosiarczek monochromu), siarczek chromu(II), 3) siarczek dimiedzi, siarczek miedzi(I), 4) siarczek miedzi, siarczek miedzi(II), 5) di-siarczek cyny, siarczek cyny(IV), 6) siarczek cyny, siarczek cyny(II)
- 12.81. 1) CaF_2 , 2) AgBr , 3) Au_2S_3 , 4) PbI_2 , 5) PbCl_4 , 6) CuCl_2
- 12.82. 1) Au_2S_3 , 2) PbI_2 , 3) PbCl_4 , 4) CuCl_2
- 12.83. 1) azotan sodu, 2) siarczan magnezu, 3) węgiel wapnia, 4) fosforan potasu, 5) siarczyn sodu*, 6) azotyn* potasu
- 12.84. 1) CuSO_4 , 2) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, 3) NaNO_2 , 4) BaCO_3 , 5) Ag_2SO_3 , 6) $\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2$
- 12.85. 1) trioksoazotan(V) sodu [dawniej: azotan(V) sodu], 2) tetraokso-siarczan(VI) magnezu [dawniej: siarczan(VI) magnezu], 3) liczba Stocka jest zbędna, ponieważ wszystkie węglany to węglany(IV), 4) tetraoksofosforan(V) potasu (lub tripotasu) [dawniej: fos-

foran(V) potasu], 5) triokso-siarczan(IV) sodu (lub disodu) [dawniej: siarczan(IV) sodu], 6) dioksoazotan(III) potasu [dawniej: azotan(III) potasu]

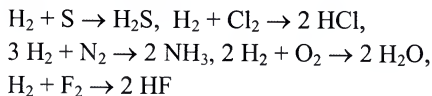
- 12.86. 1) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, 2) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, 3) $\text{Zr}(\text{NO}_3)_4$, 4) $\text{Ba}(\text{MnO}_4)_2$
- 12.87. 1) wodorowęglan sodu, 2) wodorosiarczek potasu, 3) wodorofosforan wapnia, 4) diwodorofosforan wapnia, 5) wodorofosforan magnezu, 6) wodorowęglan amonu
- 12.88. 1) KHSO_4 , 2) $\text{Mg}(\text{HSO}_4)_2$, 3) KH_2PO_4 , 4) Li_2HPO_4 , 5) $\text{Ba}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, 6) BeHPO_4
- 12.89. 1) bromek wodorotlenek magnezu, 2) siarczan diwodorotlenek dimiedzi, 3) fosforan triwodorotlenek triwapnia, 4) siarczan tetrawodorotlenek trimiedzi
- 12.90. $x = 3$, węgiel tetrawodorotlenek trinitru
- 12.91. 1) $\text{Fe}_2(\text{OH})_2\text{SO}_4$, 2) $\text{Ni}_3(\text{OH})_4\text{CO}_3$, 3) $\text{Fe}_2(\text{OH})\text{PO}_4$, 4) $\text{Cu}_5(\text{OH})_4(\text{PO}_4)_2$
- 12.92. 1) difluorek miedzi-woda (1/2), dihydrat fluorku miedzi(II), 2) dichlorek kadmu-woda (1/5), brak nazw zwyczajowych, 3) trioksowęgiel disodu-woda (1/7), siedmiowodny węgiel sodu, 4) trichlorek żelaza-woda (2/5), brak nazw zwyczajowych
- 12.93. 1) $\text{FeCl}_3 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$
 2) $2 \text{ZnCl}_2 \cdot 3 \text{H}_2\text{O}$ lub $\text{ZnCl}_2 \cdot 3/2 \text{H}_2\text{O}$
 3) $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$
 4) $2 \text{FeCl}_3 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ lub $\text{FeCl}_3 \cdot 5/2 \text{H}_2\text{O}$
- 12.94. 1) chlorek sodu, 2) wodorowęglan sodu, 3) węgiel sodu, 4) węgiel wapnia, 5) wodorowęglan amonu, 6) węgiel potasu, 7) dichlorek rtęci lub chlorek rtęci(II), 8) dichlorek dirtęci lub chlorek dirtęci(I), 9) azotan srebra, 10) systematycznie: siarczan magnezu-woda (1/7), zwyczajowo: siedmiowodny siarczan magnezu, 11) systematycznie: siarczan glinu-siarczan potasu-woda(1/1/24); wzór tej soli można zapisać w równoważnej formie stechiometrycznej: $\text{AlK}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$ i utworzyć nazwy: siarczan glinu potasu-woda (1/12) lub bis(siarczan) glinu potasu-woda(1/12) albo heksahydrat bis(siarczanu) heksaakwaglinu potasu
- 12.95. a) $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{K}_2\text{O} + 2 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{K}^+ + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{MgO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{MgO} + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{Mg}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{Mn}_2\text{O}_3 + 3 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Mn}_2(\text{SO}_4)_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$
 $\text{Mn}_2\text{O}_3 + 6 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{Mn}^{3+} + 3 \text{H}_2\text{O}$

- b) $\text{Cu}_2\text{O} + 2 \text{HCl} \rightarrow 2 \text{CuCl} + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{Cu}_2\text{O} + 2 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{Cu}^+ + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{Bi}_2\text{O}_3 + 6 \text{HCl} \rightarrow 2 \text{BiCl}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$
 $\text{Bi}_2\text{O}_3 + 6 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{Bi}^{3+} + 3 \text{H}_2\text{O}$
 $\text{Bi}_2\text{O}_5 + 10 \text{HCl} \rightarrow 2 \text{BiCl}_5 + 5 \text{H}_2\text{O}$
 $\text{Bi}_2\text{O}_5 + 10 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{Bi}^{3+} + 5 \text{H}_2\text{O}$
- 12.96.** a) $\text{K}_2\text{O} + 2 \text{HNO}_3 \rightarrow 2 \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
b) $3 \text{MgO} + 2 \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$
c) $\text{CaO} + 2 \text{HNO}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_2)_2 + \text{H}_2\text{O}$
d) $\text{SnO}_2 + 4 \text{HCl} \rightarrow \text{SnCl}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- 12.97.** a) $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{FePO}_4 + 3 \text{H}_2\text{O}$
b) $2 \text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_3 + 2 \text{H}_2\text{O}$
c) $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{MgCO}_3 + 2 \text{H}_2\text{O}$
d) $\text{Sn}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SnSO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- 12.98.** a) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
b) $2 \text{NaOH} + \text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
c) $3 \text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$
d) $\text{MgO} + \text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2$
- 12.99.** a) $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2$
b) $\text{FeO} + 2 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
c) $3 \text{Fe}(\text{OH})_2 + 2 \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$
d) $\text{MgO} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{MgSO}_3$
e) $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
f) $\text{Zn} + \text{S} \rightarrow \text{ZnS}$
- 12.100.** a) $3 \text{Mg}(\text{OH})_2 + 2 \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$
b) $\text{Mg} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{MgCl}_2$
c) $3 \text{ZnO} + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2$
d) $2 \text{Al}(\text{OH})_3 + 3 \text{SO}_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$
- 12.101.** a) $\text{H}_2\text{S} + \text{CaO} \rightarrow \text{CaS} + \text{H}_2\text{O}$
b) $3 \text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{Al} \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3 \text{H}_2$
c) $\text{SO}_2 + 2 \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
d) $\text{P}_2\text{O}_5 + 3 \text{K}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{K}_3\text{PO}_4$
e) $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6 \text{HNO}_3 \rightarrow 2 \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$
- 12.102.** 1) $\text{S} \xrightarrow{\text{O}_2} \text{SO}_2 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{H}_2\text{SO}_3 \xrightarrow{\text{Mg}} \text{MgSO}_3$
2) $\text{S} \xrightarrow{\text{O}_2} \text{SO}_2 \xrightarrow{\text{MgO}} \text{MgSO}_3$
 $\text{Mg} \xrightarrow{\text{O}_2} \text{MgO}$
3) $\text{S} \xrightarrow{\text{O}_2} \text{SO}_2 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{H}_2\text{SO}_3 \xrightarrow{\text{MgO}} \text{MgSO}_3$
 $\text{Mg} \xrightarrow{\text{O}_2} \text{MgO}$
4) $\text{S} \xrightarrow{\text{O}_2} \text{SO}_2 \xrightarrow{\text{Mg}(\text{OH})_2} \text{MgSO}_3$
 $\text{Mg} \xrightarrow{\text{O}_2} \text{MgO} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Mg}(\text{OH})_2$
5) $\text{S} \xrightarrow{\text{O}_2} \text{SO}_2 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{H}_2\text{SO}_3 \xrightarrow{\text{Mg}(\text{OH})_2} \text{MgSO}_3$
 $\text{Mg} \xrightarrow{\text{O}_2} \text{MgO} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Mg}(\text{OH})_2$
- 12.103.** 1) $2 \text{Na} + 2 \text{HNO}_3 \rightarrow 2 \text{NaNO}_3 + \text{H}_2$
2) $\text{Na}_2\text{O} + 2 \text{HNO}_3 \rightarrow 2 \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
3) $\text{NaOH} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
4) $\text{Na}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow 2 \text{NaNO}_3$
5) $2 \text{NaOH} + \text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow 2 \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 12.104.** 1) $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
2) $\text{CuO} + 2 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
3) $\text{CuO} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 12.105.** 1) $\text{Mg} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$
2) $2 \text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{MgO}$
 $\text{MgO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2$
3) $2 \text{Na} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{NaOH} + \text{H}_2$
4) $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$
 $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$
 $\text{H}_2\text{SO}_3 + 2 \text{Na} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2$
- 12.106.** a) $2 \text{Al} + 3 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3 \text{H}_2$
 $4 \text{Al} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Al}_2\text{O}_3$
 $2 \text{Al} + 3 \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{AlCl}_3$
 $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6 \text{HCl} \rightarrow 2 \text{AlCl}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$
 $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$
b) $\text{Ca} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$
 $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
 $2 \text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CaO}$
 $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$
 $\text{CaO} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- 12.107.** a) CaO , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, CaCl_2
b) KOH , K_2SO_4
c) SO_2 , SO_3 , H_2SO_4 , MgSO_4
 H_2SO_3 , Na_2SO_3
d) P_2O_5 , H_3PO_4 , Na_3PO_4
- 12.108.** A – Na_2O ; B – NaOH ; C – H_2SO_4 ; D – SO_2 ;
E – SO_3 ; G – H_2O
- 12.109.** NaHSO_4
- 12.110.** NaH_2PO_4
- 12.111.** KHS
- 12.112.** Stosunek molowy – linia B
stosunek masowy – linia A
- 12.113.** $0,4 \text{ dm}^3$
- 12.114.** 1 i 2
- 12.115.** 1) kationy i aniony, 2) cząsteczki, 3) kationy metalu, aniony reszt kwasowych, cząsteczki wodoru lub tlenku kwasotwórczego
- 12.116.** 45,69%
- 12.117.** a) $2,86 m_2$, b) $1,54 m_1$, c) $m_1 - 1,86 m_2$,
d) $m_2 - 0,54 m_1$
- 12.118.** Na_2S
- 12.119.** $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
- 12.120.** $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$

ROZDZIAŁ 13.

13.1. 1) i 5)

13.2. Reakcje wodoru z siarką, azotem i chlorem zachodzą po podgrzaniu lub w obecności katalizatora. Reakcja z tlenem zachodzi w temperaturze pokojowej po zainicjowaniu reakcji płomieniem lub iskrą. Wodór z fluorem reaguje samorzutnie.



13.3. Zero! (HCl jest mocnym elektrolitem)

13.4. Azot, siarka, jod

13.5. Z glinem

13.6. Z glinem

13.7. Z glinem

13.8. a) Cr_2O_3 , b) Fe_2O_3

13.9. p. 2)

13.10. 2), 3), 1)

13.11. 0,176 kg

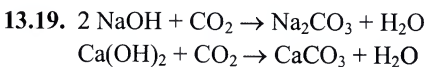
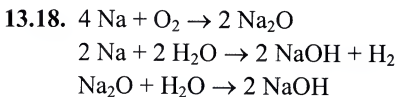
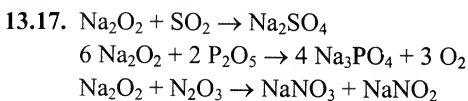
13.12. $K^2 L^8 M^8 N^1$

13.13. 10

13.14. $[\text{Kr}] 5s^1$

13.15. a) $M \begin{array}{|c|} \hline \uparrow \\ \hline \end{array}$ b) $M \begin{array}{|c|} \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array}$ $\begin{array}{|c|c|c|c|} \hline \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array}$
 $L \begin{array}{|c|} \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array}$ $\begin{array}{|c|c|c|c|} \hline \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array}$ $L \begin{array}{|c|} \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array}$ $\begin{array}{|c|c|c|c|} \hline \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array}$
 $K \begin{array}{|c|} \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array}$ $K \begin{array}{|c|} \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array}$

13.16. Litowce, które pływają wrzucone do wody to: lit, sód i potas
litowce, które toną wrzucone do wody to: rubid, cez i frans



13.20. 357 kg

13.21. $10^3 F$

13.22. $3,65 \text{ m}^3$

13.23. 96%

13.24. Nie

13.25. 18,4%

13.26. 10,9 g

13.27. Sód

13.28. KCl

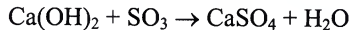
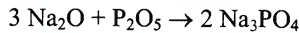
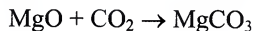
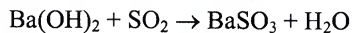
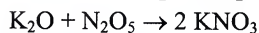
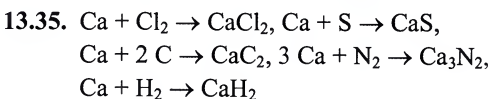
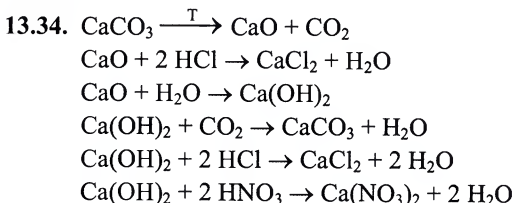
13.29. 60 g

13.30. Litu

13.31. 76,5% ^{85}Rb , 23,5% ^{87}Rb

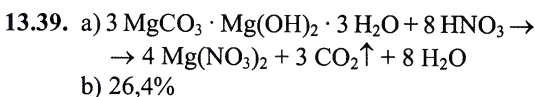
13.32. a) L^2 , b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$, c) $3s^2$, d) $[\text{Kr}] 5s^2$,
e) $\begin{array}{|c|} \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array}$, f) $[\text{Kr}]$

13.33. Rb^+



13.37. 1)

13.38. Li^+ , $\text{Ba}(\text{OH})_4^{2-}$ i jony OH^- w typowym przypadku, czyli użycia nadmiaru roztworu LiOH



13.40. 10%

13.41. 119 kg

13.42. 110 g

13.43. 27,8%

13.44. 26,6% $\text{Ca}(\text{OH})_2$

13.45. a) zasadowy, b) kwasowy, c) obojętny

ROZDZIAŁ 14.

14.1. a) Jeden: $\begin{array}{|c|} \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array}$ $\begin{array}{|c|c|c|c|} \hline \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array}$

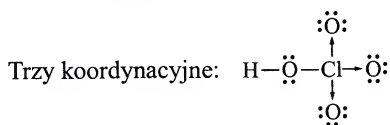
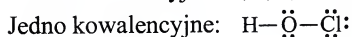
b) Trzy po pierwszym wzbudzeniu:

$\begin{array}{|c|} \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array}$ $\begin{array}{|c|c|c|c|} \hline \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array}$ $\begin{array}{|c|c|c|c|c|} \hline \uparrow & & & & \\ \hline \end{array}$

Siedem po trzecim wzbudzeniu:

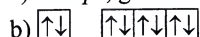
$\begin{array}{|c|} \hline \uparrow \\ \hline \end{array}$ $\begin{array}{|c|c|c|c|} \hline \uparrow & \uparrow & \uparrow & \uparrow \\ \hline \end{array}$ $\begin{array}{|c|c|c|c|c|} \hline \uparrow & \uparrow & \uparrow & & \\ \hline \end{array}$

14.2. Jedno kowalencyjne i 0, 1, 2, 3 koordynacyjne



14.3. a) $5s^2 5p^5$, IF; b) $5s^2 5p^4 5d^1$, IF₃;
c) $5s^2 5p^3 5d^2$, IF₅; d) $5s^1 5p^3 5d^3$, IF₇

14.4. a) $ns^2 np^6$, gdzie n – numer okresu

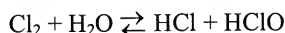


14.5. HBrO₃

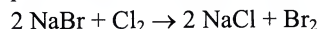
14.6. a) Br⁻: anion bromkowy, bromek, b) BrO⁻:
anion oksobromianowy(I), BrO₂⁻: anion diokso-
bromianowy(III); BrO₃⁻: anion trioksobromia-
nianowy(V), BrO₄⁻: anion tetraoksobromia-
nianowy(VII)

14.7. a) Cl₂O trójkąt równoboczny, b) ClO₂ trójkąt
równoboczny

14.8. Chlor można zbierać nad wodą, ponieważ re-
aguje on z wodą w niewielkim stopniu:



Najlepiej jednak zbierać go nad roztworem
chlorku sodu, gdyż obecność jonów chlor-
kowych przesuną równowagę powyższej re-
akcji w lewo. Nie można zbierać chloru nad
roztworem bromku sodu, ponieważ chlor wy-
piera brom z roztworów jego soli:



14.9. a) $2 \text{NaBr} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{NaCl} + \text{Br}_2$

b) $\text{NaCl} + \text{Br}_2 \rightarrow$ nie zachodzi

c) $2 \text{KI} + \text{Br}_2 \rightarrow 2 \text{KBr} + \text{I}_2$

d) $2 \text{NaI} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{NaCl} + \text{I}_2$

e) $\text{KCl} + \text{I}_2 \rightarrow$ nie zachodzi

f) $\text{NaBr} + \text{I}_2 \rightarrow$ nie zachodzi

14.10. $4 \text{NaHSO}_4 + 2 \text{NaCl} + \text{MnO}_2 \rightarrow$
 $\rightarrow \text{Cl}_2 + \text{MnSO}_4 + 3 \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$

14.11. Zmalała

14.12. $\text{NaHSO}_4 + \text{KCl} \xrightarrow{\text{T}} \text{KNaSO}_4 + \text{HCl}$

14.13. a) $4 \text{P}^0 \rightarrow 4 \text{P}^{\text{V}} \quad \Delta s = 20 \mid \times 1$

$2 \text{Br}^0 \rightarrow 2 \text{Br}^{-1} \quad \Delta s = 2 \mid \times 10$

$1, 10, 16 \rightarrow 4, 20$

b) $\text{Br}^0 \rightarrow \text{Br}^{\text{I}} \mid \times 1$

$\text{Br}^0 \rightarrow \text{Br}^{-1} \mid \times 1$

$2, 1 \rightarrow 1, 1, 1$

14.14. H⁺, ClO⁻, Cl⁻

14.15. KClO₄ : C jak 5,77 : 1

14.16. Na⁺, Br⁻, NO₃⁻

14.17. 0,2 mole

14.18. 0,001 mol/dm³

14.19. 2 mole

14.20. Ok. 0,021 mola

14.21. 1,12 dm³

14.22. 52,2%

14.23. $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{HCl}$

$2 \text{HCl} + \text{CaO} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

14.24. 1) 11,2 dm³, 2) 22,4 dm³

14.25. a) Dwa: $\boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow\downarrow\uparrow\uparrow}$

b) Cztery po pierwszym wzbudzeniu:

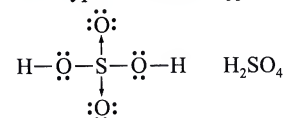


Sześć po drugim wzbudzeniu:



14.26. Dwa typowo kowalencyjne: $\text{H}-\ddot{\text{O}}-\ddot{\text{S}}-\ddot{\text{O}}-\text{H}$
(kwas sulfinowy H₂SO₂)

Dwa typowo kowalencyjne i dwa koordynacyjne:



14.27. a) $ns^2 np^6$, n – numer okresu,

b) $\boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow}$

14.28. O²⁻

14.29. a) S²⁻: anion siarczkowy, siarczek, b) SO₃²⁻:
anion trioksosiarczanowy(IV) [dawniej:
siarczanowy(IV)], zwyczajowo: anion siar-
czynowy (nazwa niezalecana, ale używana),
SO₄²⁻: anion tetraoksosiarczanowy(VI)
[dawniej: siarczanowy(VI)], zwyczajowo:
siarczanowy

14.30. a) $\text{S}^{\text{VI}} \rightarrow \text{S}^{\text{IV}} \quad \Delta s = 2 \mid \times 2$

$\text{S}^0 \rightarrow \text{S}^{\text{IV}} \quad \Delta s = 4 \mid \times 1$

$2, 1 \rightarrow 2, 3$

b) $\text{S}^{-\text{II}} \rightarrow \text{S}^{\text{IV}} \quad \Delta s = 6 \mid \times 2$

$2 \text{O}^0 \rightarrow 2 \text{O}^{-\text{II}} \quad \Delta s = 4 \mid \times 3$

$2, 3 \rightarrow 2, 2$

14.31. a) $\left[\text{H}-\ddot{\text{O}}-\ddot{\text{S}}-\ddot{\text{O}}\text{:} \right]^{-}$ b) $\left[\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \\ | \\ \text{H}-\ddot{\text{O}}-\text{S}-\ddot{\text{O}}\text{:} \\ | \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \end{array} \right]^{-}$

14.32. a) trójkąt równoboczny, b) trójkąt równo-
ramienny, c) piramida trygonalna, d) trójkąt
równoramenny

- 14.33. a) $\text{ZnS} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{S}$
 $2 \text{H}_2\text{S} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{SO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
 $\text{SO}_2 + \text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3$
 $\text{H}_2\text{S} + \text{KOH} \rightarrow \text{KHS} + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{KHS} + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{K}_2\text{S} + \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{CuS} \downarrow + 2 \text{KCl}$
 b) $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$
 $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$
 $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHSO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{NaHSO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3$
 $3 \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{HClO}_3 \rightarrow 3 \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$
 $2 \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{NaHSO}_3$
- 14.34. a) H_2S , H^+ , HS^- , S^{2-} ; b) SO_2 , H_2SO_3 , HSO_3^- , SO_3^{2-} , H^+
- 14.35. $\text{Zn} + \text{S} \rightarrow \text{ZnS}$
 $\text{ZnS} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{S} \uparrow$
- 14.36. $\text{Zn} + \text{S} \rightarrow \text{ZnS}$
 $\text{ZnS} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{S} \uparrow$
 $\text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{CuS} \downarrow + \text{H}_2\text{SO}_4$
- 14.37. 1) tak; $\text{H}_2\text{S} + 2 \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{S} + 2 \text{H}_2\text{O}$
 2) nie
 3) tak; $\text{H}_2\text{S} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{CuS} \downarrow + \text{H}_2\text{SO}_4$
- 14.38. Tak
- 14.39. Bezwonny gaz, powodujący zmętnienie wody wapiennej to CO_2 :
 $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$
 Drugi gaz musi zawierać atom siarki, ponieważ w reakcji z wodą tworzy nietrwały kwas, oznacza to, że gazem tym jest SO_2 :
 $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_3$
 Reakcja stężonego kwasu siarkowego z węglem ma postać:
 $2 \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{C} \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{SO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- 14.40. Szyba nie zamrze, ponieważ stężony kwas siarkowy, wykazujący bardzo duże właściwości higroskopijne pochłania całą parę wodną znajdującą się między szymbami.
- 14.41. 0,357 g
- 14.42. 1) $8,4 \text{ dm}^3$, 2) $4,2 \text{ dm}^3$
- 14.43. 12 milimoli
- 14.44. Ciśnienie nie było takie samo, ponieważ zmniejszenie ilości moli gazu powoduje spadek ciśnienia.
- 14.45. 18,7%
- 14.46. 1 : 2
- 14.47. 2570 m^3
- 14.48. 2,2 kg

14.49. a) 1400 m^3 , b) 1510 m^3

14.50. a) Trzy: $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\uparrow\uparrow$

b) Pięć po wzbudzeniu:



14.51.

a) Trzy kowalencyjne: $\begin{array}{c} \text{H} \\ | \\ \text{:N-H} \\ | \\ \text{H} \end{array}$

jedno koordynacyjne: $\begin{array}{c} \text{H} \\ | \\ \text{H} \leftarrow \text{N} - \text{H} \\ | \\ \text{H} \end{array}$

b) Pięć $\begin{array}{c} \text{:Cl:} \\ | \\ \text{:Cl:} - \text{P} - \text{:Cl:} \\ | \\ \text{:Cl:} \end{array}$ lub sześć PCl_6^-
 $\left[\begin{array}{c} \text{:Cl:} \\ | \\ \text{:Cl:} - \text{P} - \text{:Cl:} \\ | \\ \text{:Cl:} \end{array} \right]^-$

14.52. a) $2s^2 2p^6$, b) $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$

14.53. Do każdego naczynia wystarczy włożyć rozżarzone łuczywo. W naczyniu z tlenem zacznie się ono palić, w naczyniu z azotem zgaśnie, a w naczyniu z powietrzem nadal będzie się żarzyć.

14.54. Do każdego naczynia wprowadzamy rozżarzone łuczywo. Tylko w naczyniu z tlenem zacznie się ono palić. Następnie wprowadzamy wilgotny papierek wskaźnikowy. W naczyniu z amoniakiem papierek zabarwi się na niebiesko. W naczyniach z ditlenkiem siarki i ditlenkiem azotu papierek zabarwi się na czerwono. Aby odróżnić tlenki od siebie dodajemy roztwór chlorku baru. Tylko w naczyniu z ditlenkiem siarki otrzymamy osad. Aby odróżnić naczynia z chlorem i z azotem wprowadzamy roztwór bromku potasu. Uwolnienie wolnego bromu i zabarwienie roztworu na kolor pomarańczowobrazowy świadczy o obecności w naczyniu chloru.

14.55. 1) tak: $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

2) nie

3) tak: $\text{SO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHSO}_3$

4) tak: $\text{H}_2\text{S} + 2 \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{S} + 2 \text{H}_2\text{O}$

5) tak: $2 \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

14.56. 1) Do każdego roztworu wrzucamy kawałek miedzi. W kwasie solnym nie zajdzie reakcja, w kwasie siarkowym reakcja zajdzie i wydzieli się gaz o charakterystycznym zapachu (ditlenek siarki), w kwasie azotowym

- reakcja także zajdzie i wydzieli się brunatny gaz (ditlenek azotu).
- 2) Zlewamy powoli, po ściance naczynia, kwasy ze sobą. Dzięki temu otrzymamy warstwy. Najniżej znajdzie się kwas o największej gęstości, czyli H_2SO_4 , w środku – kwas HNO_3 , a na samej górze – HCl .
- 14.57.** Na początek dodajemy do każdego roztworu kawałek miedzi. Metal rozтворzy się jedynie w roztworze kwasu azotowego. Do dwóch pozostałych naczyń dodajemy roztwór BaCl_2 . Osad wytrąci się jedynie w roztworze kwasu siarkowego.
- 14.58.** $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$, $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$
 $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} \xrightarrow{\text{T}} \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3$
 $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$
- 14.59.** $2 \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ tetraokso-siarczan diamonu
 $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$ chlorek amonu
 $3 \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ tetraoksofosforan triamonu
 $2 \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ trioksowęglan diamonu
- 14.60.** $2 \text{NH}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$
- 14.61.** $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ – siarczek diamonu, NH_4HS – wodorosiarczek amonu,
 NH_4Cl – chlorek amonu,
 $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ tetraoksofosforan triamonu,
 $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ – tetraokso-wodorofosforan diamonu, $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ – tetraokso-sodi-wodorofosforan amonu
- 14.62.** a) Na^+ i NO_3^- , b) 2NH_4^+ i SO_4^{2-}
c) K^+ i H_2PO_4^- , d) 2NH_4^+ i HPO_4^-
e) 3Ca^{2+} , $2 \text{H}_2\text{PO}_4^-$ i 2SO_4^{2-}
- 14.63.** Fosfor biały pod wpływem wysokiej temperatury samorzutnie przechodzi w fosfor czerwony. Dodatkowo spalanie obu odmian fosforu daje ten sam związek, P_2O_5 .
- 14.64.** N_2O
- 14.65.** $2 \text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow 2 \text{N}_2 + \text{O}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$
- 14.66.** $2 \text{NaNO}_2 + 2 \text{HCl} \rightarrow$
 $\rightarrow 2 \text{NaCl} + \text{NO} + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 $2 \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 $\rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{NO} + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 $6 \text{NaNO}_2 + 2 \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$
 $\rightarrow 2 \text{Na}_3\text{PO}_4 + 3 \text{NO} + 3 \text{NO}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$
 $\text{Ca}(\text{NO}_2)_2 + 2 \text{HCl} \rightarrow$
 $\rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{NO} + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Ca}(\text{NO}_2)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 $\rightarrow \text{CaSO}_4 + \text{NO} + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 $3 \text{Ca}(\text{NO}_2)_2 + 2 \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$
 $\rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 3 \text{NO} + 3 \text{NO}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$
- 14.67.** NH_4HSO_4
- 14.68.** 28,8%
- 14.69.** 16,1%
- 14.70.** $\frac{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4}{\text{KNO}_3} = \frac{132}{113}$
- 14.71.** $22,4 \text{ dm}^3$
- 14.72.** 7,4 g + nadmiar
- 14.73.** $2 \text{NH}_3 + 3 \text{CuO} \rightarrow \text{N}_2 + 3 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{Cu}$
- 14.74.** Nie
- 14.75.** Z czterech (P_4)
- 14.76.** Z czterech (As_4)
- 14.77.** $4 \text{NH}_3 + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{N}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$
 $4 \text{NH}_3 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{NO} + 6 \text{H}_2\text{O}$
 $2 \text{NH}_3 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + 3 \text{H}_2\text{O}$
 $4 \text{NH}_3 + 7 \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{NO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$
- 14.78.** a) 1,33 mola, b) 2 mole
- 14.79.** 213 m^3
- 14.80.** 22%
- 14.81.** 0,2 mola
- 14.82.** 80%
- 14.83.** a) Dwa: $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\uparrow$
b) Cztery po wzbudzeniu: \uparrow $\uparrow\uparrow\uparrow$
- 14.84.** a) $2s^2 2p^2$ (teoretycznie dwa typowe wiązania kowalencyjne i jedno koordynacyjne, ale takie przypadki nie są znane), b) $2s^1 2p^3$ [cztery kowalencyjne w trzech układach: 1) cztery σ , np. CH_4 , 2) trzy σ i jedno π , np. $\text{CH}_2=\text{CH}_2$, 3) dwa σ i dwa π , np. $\text{CH}\equiv\text{CH}$, CO_2] Uwaga: węgiel tworzy też aniony C^{4-} w węglkach, np. Al_4C_3 .
- 14.85.** a) $3s^2 3p^2$ (tak jak węgiel – patrz poprzednie zadanie), b) $3s^1 3p^3$ (teoretycznie jak węgiel, ale znane są tylko związki z czterema wiązaniami σ , jednak – w odróżnieniu od węgla – może tworzyć też wiązania koordynacyjne w roli akceptora pary elektronowej z wykorzystaniem stanów orbitalnych podpowłoki d , np. w SiF_6^{2-})
- 14.86.** a) 4 σ , b) 2 σ i 2 π , c) 5 σ i 1 π , d) 6 σ i 2 π
- 14.87.** CS_2 , HCN , $\text{BrC}\equiv\text{CBr}$
- 14.88.** CO_3^{2-} , COCl_2

14.89. a) Sn^{2+} , Pb^{2+} (w roztworach wodnych), Sn^{4+} , Pb^{4+} (w sieciach krystalicznych), b) C^{4+} , Si^{4+} (tylko w sieciach krystalicznych węglików i krzemków)

14.90. Węgiel ma elektroujemność wyższą od wodoru, a pozostałe węglowce mają elektroujemność niższą niż wodór

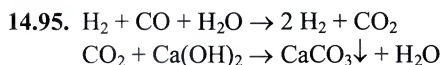
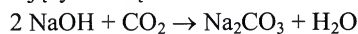
14.91. a) $\text{C}^{\text{II}} \rightarrow \text{C}^{\text{IV}} \quad \Delta s = 2 \mid \times 2$
 $2 \text{O}^0 \rightarrow 2 \text{O}^{-\text{II}} \quad \Delta s = 4 \mid \times 1$
 2, 1 \rightarrow 2

b) $\text{C}^0 \rightarrow \text{C}^{\text{IV}} \quad \Delta s = 4 \mid \times 3$
 $\text{N}^{\text{V}} \rightarrow \text{N}^{\text{II}} \quad \Delta s = 3 \mid \times 4$
 4, 3 \rightarrow 2, 4, 3

14.92. a) $x = 2$, b) $x = 6$

14.93. Wprowadzamy do zbiorników roztwór wody wapiennej. Jedynie w zbiorniku z CO_2 zajdzie reakcja powodująca jej zmętnienie.

14.94. Należy przepuścić go przez roztwór zawierający zasadę:



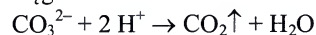
14.96. 1) mała ilość kwasu krzemowego tworzy z wodą mieszaninę
 2) kwas krzemowy słabo dysocjuje na jony pod wpływem wody
 3) w wyniku dostarczenia niedużej ilości energii kwas krzemowy rozpada się
 4) reszta kwasu krzemowego reaguje z wodą

14.97. Do każdego z roztworów dodajemy roztwór BaCl_2 . Osad wytrąci się w próbówce z Na_2CO_3 . Do pozostałych probówek dodajemy $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ – osad wytrąci się jedynie w próbówce z Na_2S . Do pozostałych dwóch probówek dodajemy AgNO_3 – osad wytrąci się w próbówce z NaCl .

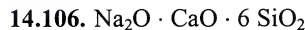
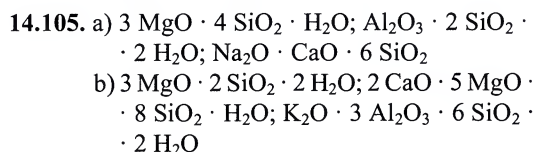
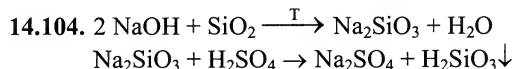
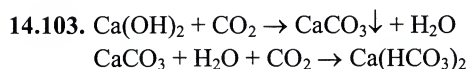
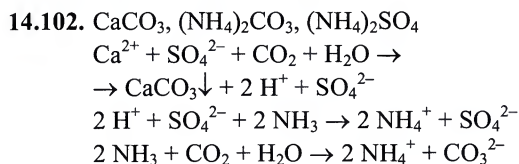
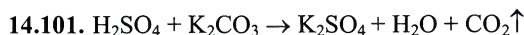
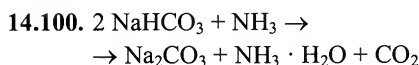
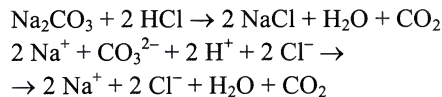
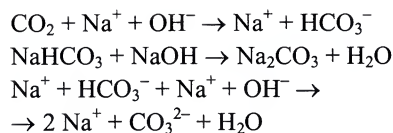
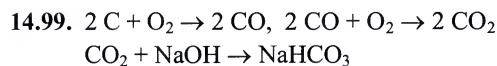
14.98. W przypadku wrzucenia nierozpuszczalnego węglanu do wody ustala się równowaga:



W wodzie zakwaszonej jony H^+ reagują z jonami CO_3^{2-} z wytworzeniem wody i ditlenku węgla:



Zatem ubywa jonów CO_3^{2-} , a w takim przypadku, zgodnie z regułą przekory, równowaga reakcji przesunie się w prawą stronę, co spowoduje zwiększenie rozpuszczalności węglanów.



14.107. 44,8 dm³

14.108. 10,7 cm³

14.109. 1,68 dm³

14.110. 1,12 dm³

14.111. 95,3%

14.112. Jeżeli $p^m \leq 36,4\%$, to $x = \frac{p^m \cdot m}{16 \cdot 100\%}$
 jeżeli $p^m \geq 36,4\%$, to $x = \frac{(100 - p^m) \cdot m}{28 \cdot 100\%}$

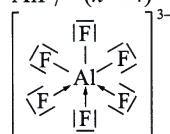
14.113. a) Jeden: ↓

b) Trzy po wzbudzeniu: ↑ ↑ ↑

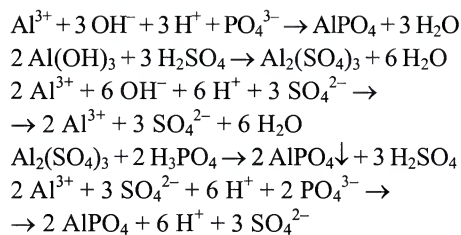
14.114. a) $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$, b) $[\text{He}] 2s^2 2p^6$, c) $6s^2$

14.115. Trzy typowe kowalencyjne (np. BF_3) i jedno koordynacyjne w roli akceptora pary elektronowej (np. BH_4^-)

14.116. $\text{AlF}_4^- (k=1)$, $\text{AlF}_5^{2-} (k=2)$, $\text{AlF}_6^{3-} (k=3)$, $\text{AlF}_7^{4-} (k=4)$



- 14.117. B_2O_3, H_2O
- 14.118. a) anion tetrahydroglinianowy(1-) lub tetrahydroglinian(1-)
 b) anion tetrahydroksoglinianowy(1-) lub tetrahydroksoglinian(1-)
 c) anion heksahydroksoglinianowy(3-) lub heksahydroksoglinian(3-)
 d) anion dioksoglinianowy(1-) lub dioksoglinian(1-)
 e) anion trioksoglinianowy(3-) lub trioksoglinian(3-)
- 14.119. a) tetraedr, b) trójkąt równoboczny, c) linio-
 wa, d) bipyramida tetragonalna
- 14.120. a) $B^0 \rightarrow B^{III} \quad \Delta s = 3 |x 2$
 $2 O^{-I} \rightarrow 2 O^{-II} \quad \Delta s = 2 |x 3$
 2, 3 \rightarrow 2, 2
 b) $Al^0 \rightarrow Al^{III} \quad \Delta s = 3 |x 8$
 $N^V \rightarrow N^{-III} \quad \Delta s = 8 |x 3$
 8, 30, 3 \rightarrow 8, 3, 9
- 14.121. $2 Al + 6 HCl \rightarrow 2 AlCl_3 + 3 H_2$
 $AlCl_3 + 3 NaOH \rightarrow Al(OH)_3 \downarrow + 3 NaCl$
- 14.122. $Al_2(SO_4)_3 \xrightarrow{T} Al_2O_3 + 3 SO_2 + 3/2 O_2$
- 14.123. $2 Al + 6 KOH + 6 H_2O \rightarrow 2 K_3[Al(OH)_6] + 3 H_2$
 Potrzeba 0,804 gramów glinu, aby otrzymać
 1 dm³ wodoru.
- 14.124. W obu przypadkach otrzymamy taką samą
 ilość wodoru.
- 14.125. Do obu roztworów należy dodać H_3PO_4 . Je-
 dynie w roztworze $Al_2(SO_4)_3$ wytrąci się
 fosforan $AlPO_4$:
 $Al_2(SO_4)_3 + 2 H_3PO_4 \rightarrow 2 AlPO_4 \downarrow + 3 H_2SO_4$
- 14.126. $Al(OH)_3 + 3 NaOH \rightarrow Na_3AlO_3 + 3 H_2O$
- 14.127. $Al(OH)_3$
- 14.128. Glin znajduje się w roztworze.
- 14.129. $4 Al + 3 O_2 \rightarrow 2 Al_2O_3$
 $Al_2O_3 + 6 K \xrightarrow{T} 2 Al + 3 K_2O$
 $2 Al + 3 H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3 H_2$
 $2 Al + 6 H^+ + 3 SO_4^{2-} \rightarrow 2 Al^{3+} + 3 SO_4^{2-} + 3 H_2$
 $2 Al + 2 NaOH + 2 H_2O \rightarrow 2 NaAlO_2 + 3 H_2$
 $2 Al + 2 Na^+ + 2 OH^- + 2 H_2O \rightarrow$
 $\rightarrow 2 Na^+ + 2 AlO_2^- + 3 H_2$
 $NaAlO_2 + 4 HCl \rightarrow AlCl_3 + NaCl + 2 H_2O$
 $Na^+ + AlO_2^- + 4 H^+ + 4 Cl^- \rightarrow$
 $\rightarrow Al^{3+} + 3 Cl^- + Na^+ + Cl^- + 2 H_2O$
 $AlCl_3 + 3 NaOH \rightarrow Al(OH)_3 \downarrow + 3 NaCl$
 $Al^{3+} + 3 Cl^- + 3 Na^+ + 3 OH^- \rightarrow$
 $\rightarrow Al(OH)_3 + 3 Na^+ + 3 Cl^-$
 $Al(OH)_3 + H_3PO_4 \rightarrow AlPO_4 \downarrow + 3 H_2O$



- 14.130. 1) $2 Al + 3 CuSO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3 Cu$
 2) $Al + 3 AgNO_3 \rightarrow Al(NO_3)_3 + 3 Ag$
 3) $2 Al + 6 HCl \rightarrow 2 AlCl_3 + 3 H_2$
 4) $2 Al + 6 NaOH \rightarrow 2 Na_3AlO_3 + 3 H_2$
 5) reakcja nie zachodzi

14.131. 23,7% Al + 76,3% Fe_3O_4

14.132. 0,666 kg

14.133. Trioksoglinian

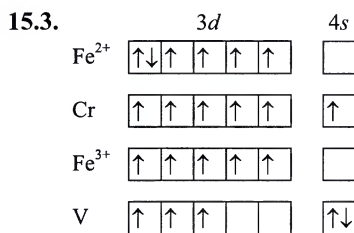
14.134. $K_2SO_4, Al_2(SO_4)_3$

14.135. Ok. 40% $AlCl_3$ i 60% $Al_2(SO_4)_3$

ROZDZIAŁ 15.

15.1. a) $Fe: 3d^6 4s^2$, b) $Ru: 4d^7 5s^1$, c) $Os: 5d^6 6s^2$

15.2. $Fe^{2+}: 3d^6$, $Cr: 3d^5 4s^1$
 $Fe^{3+}: 3d^5$, $V: 3d^3 4s^2$

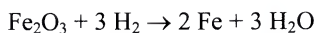


Różne ładunki jąder

15.4. MnO_4^{2-}

15.5. $Fe(OH)_2$

- 15.6. a) $4 FeO + O_2 \rightarrow 2 Fe_2O_3$
 $Fe_2O_3 + 3 H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 3 H_2O$
 $FeO + 2 HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2O$
 $FeCl_2 + 2 NaOH \rightarrow Fe(OH)_2 + 2 NaCl$
 $Fe^{2+} + 2 Cl^- + 2 Na^+ + 2 OH^- \rightarrow$
 $\rightarrow Fe(OH)_2 \downarrow + 2 Na^+ + 2 Cl^-$
 $2 Fe(OH)_2 + H_2O_2 \rightarrow 2 Fe(OH)_3$
 $2 Fe(OH)_3 \xrightarrow{\text{ogrzewanie}} Fe_2O_3 + 3 H_2O$
 $2 Fe(OH)_3 + 3 H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 6 H_2O$
 $2 Fe(OH)_3 + 6 H^+ + SO_4^{2-} \rightarrow$
 $\rightarrow 2 Fe^{3+} + 3 SO_4^{2-} + 6 H_2O$
- b) $3 Fe + 2 O_2 \rightarrow Fe_3O_4$
 $Fe_3O_4 + H_2 \rightarrow 3 FeO + H_2O$
 $4 FeO + O_2 \rightarrow 2 Fe_2O_3$

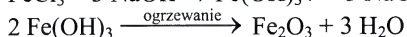
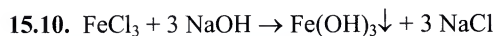
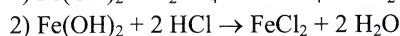
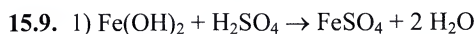
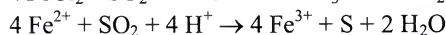


15.7. a) Do obu roztworów dodajemy NaOH – w pierwszym przypadku otrzymujemy zielonkawy osad $\text{Fe}(\text{OH})_2$, a w drugim – osad koloru ceglastego $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

b) Do obu roztworów dodajemy AgNO_3 ; tylko w pierwszym przypadku wytrąci się biały osad AgCl .

c) Do obu roztworów dodajemy BaCl_2 ; tylko w drugim przypadku wytrąci się biały osad BaSO_4 .

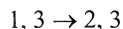
d) Do obu roztworów dodajemy $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$; tylko w drugim przypadku wytrąci się osad PbCl_2 .



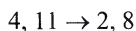
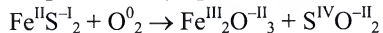
15.12. a) FeCl_2 – reduktor, Cl_2 – utleniacz



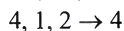
b) H_2 – reduktor, Fe_2O_3 – utleniacz



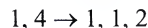
c) FeS_2 – reduktor, O_2 – utleniacz



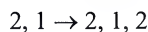
d) $\text{Fe}(\text{OH})_2$ – reduktor, O_2 – utleniacz



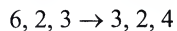
e) Fe – reduktor, HNO_3 – utleniacz



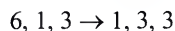
f) H_2S – reduktor, FeCl_3 – utleniacz



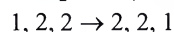
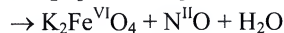
g) FeSO_4 – reduktor, HNO_3 – utleniacz



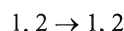
h) FeSO_4 – reduktor, HClO_3 – utleniacz



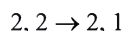
i) Fe_2O_3 – reduktor, KNO_3 – utleniacz



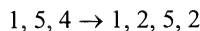
15.13. a) Sn^{2+} – reduktor, Fe^{3+} – utleniacz



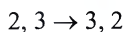
b) I^- – reduktor, Fe^{3+} – utleniacz



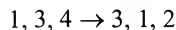
c) FeS_2 – reduktor, NO_3^- – utleniacz



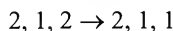
d) Fe – reduktor, Sb^{3+} – utleniacz



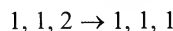
e) Fe^{2+} – reduktor, NO_3^- – utleniacz



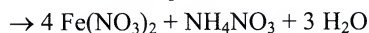
f) Fe^{2+} – reduktor, ClO^- – utleniacz



g) Fe^{2+} – reduktor, NO_2^- – utleniacz

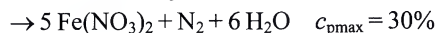


15.14. 1) $4 \text{Fe} + 10 \text{HNO}_3 \rightarrow$

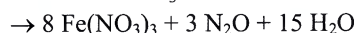


$$c_{\text{pmax}} = 10\%$$

2) $5 \text{Fe} + 12 \text{HNO}_3 \rightarrow$



3) $8 \text{Fe} + 30 \text{HNO}_3 \rightarrow$

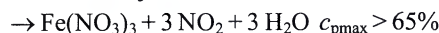


$$c_{\text{pmax}} = 15 \text{ do } 45\%$$

4) $\text{Fe} + 4 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O}$

$$c_{\text{pmax}} = 45\%$$

5) $\text{Fe} + 6 \text{HNO}_3 \rightarrow$



15.15. Nie można, ze względu na zawartość węgla, który pozostanie po rozтворzeniu metali w kwasie.

15.16. Magnetyt

15.17. Od 3,55 do 22,2

15.18. 25,1 g

15.19. Zasadowy

15.20. Fe_3O_4

15.21. 311 m³

15.22. Ok. 0,55%

15.23. Mangan i ren

15.24. Mn^{2+} : $[\text{Ar}] \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \square$
 $3d^5 \quad 4s$

15.25. Mn^{3+} : $3d^4$; Ti : $3d^2 4s^2$

15.26. Mn^+

15.27. a) Wygląd tych substancji jest różny. Mangan ma metaliczny połysk, a MnO_2 jest czarny. Oba związki poddajemy reakcji z HCl . W pierwszym przypadku wydzieli się wodór, który jest palny, a w drugim chlor, który nie jest gazem palnym.

b) Roztwory te można rozróżnić po ich barwie. Roztwór $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$ jest jasnoróżowy, a roztwór $\text{Mn}(\text{NO}_3)_3$ jest fioletowy.

15.28. W każdym przypadku reduktorem jest KNO_2 , a utleniaczem KMnO_4 .



- $\rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2 \text{Mn}^{\text{II}}\text{SO}_4 + 5 \text{KN}^{\text{V}}\text{O}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$
 $2 \text{KMn}^{\text{VII}}\text{O}_4 + \text{KN}^{\text{III}}\text{O}_2 + 2 \text{KOH} \rightarrow$
 $\rightarrow 2 \text{K}_2\text{Mn}^{\text{VI}}\text{O}_4 + \text{KN}^{\text{V}}\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 $2 \text{KMn}^{\text{VII}}\text{O}_4 + 3 \text{KN}^{\text{III}}\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 $\rightarrow 2 \text{Mn}^{\text{IV}}\text{O}_2 + 3 \text{KN}^{\text{V}}\text{O}_3 + 2 \text{KOH}$
- 15.29.** $10 \text{I}^- + 2 \text{MnO}_4^- + 16 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+} + 5 \text{I}_2 + 8 \text{H}_2\text{O}$
 Jony biorące udział w reakcji to: I^- , MnO_4^- i H^+
- 15.30.** a) reakcja dysproporcjonowania K_2MnO_4
 3, 2 \rightarrow 1, 2, 2, 2
 b) MnO_2 – reduktor, KMnO_4 – utleniacz
 2, 1, 4 \rightarrow 1, 2, 2
 c) MnSO_4 – reduktor, KNO_3 – utleniacz
 1, 2, 2 \rightarrow 1, 2, 1, 2
 d) HCl – reduktor, MnO_2 – utleniacz
 1, 4 \rightarrow 1, 1, 2
 e) Na_2S – reduktor, KMnO_4 – utleniacz
 5, 2, 8 \rightarrow 5, 5, 1, 2, 8
 f) NaCl – reduktor, KMnO_4 – utleniacz
 10, 2, 8 \rightarrow 5, 1, 2, 5, 8
 g) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ – reduktor, KMnO_4 – utleniacz
 $\text{S}^{-\text{II}} \rightarrow \text{S}^{\text{VI}}$
 $\text{Mn}^{\text{VII}} \rightarrow \text{Mn}^{\text{II}}$
 5, 8, 7 \rightarrow 5, 8, 4, 7
- 15.31.** a) HCl – reduktor, K_2MnO_4 – utleniacz
 1, 8 \rightarrow 2, 1, 2, 4
 b) SO_2 – reduktor, KMnO_4 – utleniacz
 2, 3, 2 \rightarrow 2, 1, 2
 c) KNO_2 – reduktor, KMnO_4 – utleniacz
 2, 5, 3 \rightarrow 2, 5, 1, 3
 d) MnO_2 – reduktor, KClO_3 – utleniacz
 3, 1, 6 \rightarrow 3, 1, 3
 e) reakcja dysproporcjonacji K_2MnO_4
 3, 2 \rightarrow 2, 1, 4
 f) FeSO_4 – reduktor, KMnO_4 – utleniacz
 10, 2, 8 \rightarrow 5, 1, 2, 8
 g) MgI_2 – reduktor, KMnO_4 – utleniacz
 5, 2, 8 \rightarrow 5, 1, 2, 5, 8
- 15.32.** a) NO_2^- – reduktor, MnO_4^- – utleniacz
 2, 5, 6 \rightarrow 2, 5, 3
 b) Mn^{2+} – reduktor, MnO_4^- – utleniacz
 2, 3, 4 \rightarrow 5, 2
 c) Cl^- – reduktor, MnO_4^- – utleniacz
 2, 10, 16 \rightarrow 2, 5, 8
 d) H_2S – reduktor, MnO_4^- – utleniacz
 2, 5, 6 \rightarrow 2, 5, 8
 e) S^{2-} – reduktor, MnO_4^- – utleniacz
 5, 2, 16 \rightarrow 5, 2, 8
 f) Mn^{2+} – reduktor, BiO_3^- – utleniacz
 2, 5, 14 \rightarrow 2, 5, 7
- g) H_2O_2 – reduktor, MnO_4^- – utleniacz
 2, 5, 6 \rightarrow 2, 5, 8
- 15.33.** 2 razy więcej
- 15.34.** 4 g
- 15.35.** a) 257 cm^3 , b) 272 cm^3
- 15.36.** 0,9 czyli 90%
- 15.37.** Tak
- 15.38.** a)

↑	↑	↑	↑	↑
---	---	---	---	---

↑

 b)

↑	↑	↑	↑	↑
---	---	---	---	---

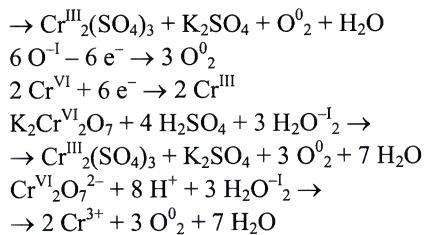
↑

 c)

↑	↑	↑	↑	
---	---	---	---	--

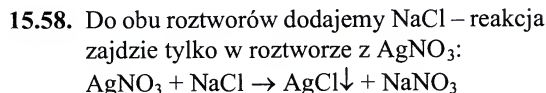
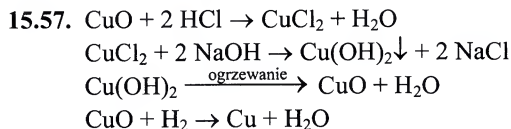
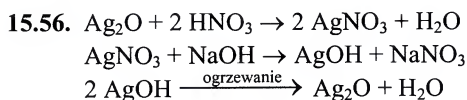
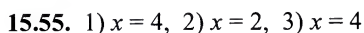
↑↓

- 15.39.** Cr^+
- 15.40.** Żaden
- 15.41.** CrO_3
- 15.42.** Roztwory te różnią się barwą: CrCl_3 jest zielonkawy, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ jest pomarańczowy, a K_2CrO_4 – żółty
- 15.43.** 1) $2 \text{KCrO}_2 + 4 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 $\rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 4 \text{H}_2\text{O}$
 tris[tetraoksosiarczan(VI)] dichromu(III)
 2) $\text{CrCl}_3 + 4 \text{KOH} \rightarrow \text{KCrO}_2 + 3 \text{KCl} + 2 \text{H}_2\text{O}$
 dioksochromian(III) potasu
- 15.44.** a) $\text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$
 $\rightarrow \text{PbCrO}_4 \downarrow + 2 \text{NaNO}_3$
 b) $\text{CrCl}_3 + 3 \text{KOH} \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 \downarrow + 3 \text{KCl}$
 $2 \text{Cr}(\text{OH})_3 \xrightarrow{\text{ogrzewanie}} \text{Cr}_2\text{O}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$
- 15.45.** Chlorek amonu hydrolyzuje:
 $\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$
 $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{H}^+$
 Następuje zakwaszenie roztworu, co powoduje przekształcenie dioksochromianu(III) w wodorotlenek, a sumaryczna reakcja ma postać:
 $\text{NaCrO}_2 + \text{NH}_4\text{Cl} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 $\rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 \downarrow + \text{NaCl} + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$
- 15.46.** W pierwszej reakcji $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ jest reduktorem, a H_2O_2 jest utleniaczem:
 $\text{Cr}^{\text{III}}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O}^{-1}_2 \rightarrow$
 $\rightarrow \text{K}_2\text{Cr}^{\text{VI}}\text{O}^{-\text{II}}_4 + \text{H}_2\text{O}^{-\text{II}}$
 $2 \text{Cr}^{\text{III}} - 6 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cr}^{\text{VI}}$
 $6 \text{O}^{-1} + 6 \text{e}^- \rightarrow 6 \text{O}^{-\text{II}}$
 $\text{Cr}^{\text{III}}_2(\text{SO}_4)_3 + 10 \text{KOH} + 3 \text{H}_2\text{O}^{-1}_2 \rightarrow$
 $\rightarrow 2 \text{K}_2\text{Cr}^{\text{VI}}\text{O}^{-\text{II}}_4 + 3 \text{K}_2\text{SO}^{-\text{II}}_4 + 8 \text{H}_2\text{O}^{-\text{II}}$
 $2 \text{Cr}^{3+} + 10 \text{OH}^- + 3 \text{H}_2\text{O}^{-1}_2 \rightarrow$
 $\rightarrow 2 \text{Cr}^{\text{VI}}\text{O}^{-\text{II}, 2-}_4 + 8 \text{H}_2\text{O}^{-\text{II}}$
 W drugiej reakcji reduktorem jest H_2O_2 , a utleniaczem $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
 $\text{K}_2\text{Cr}^{\text{VI}}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}^{-1}_2 \rightarrow$



Chrom w chromianie i w dichromianie występuje na +VI stopniu utlenienia.

- 15.47. a) $\text{Cr}^{\text{III}}_2\text{O}_3$ – reduktor, $\text{KN}^{\text{V}}\text{O}_3$ – utleniacz
 1, 3, 4 \rightarrow 2, 3, 2
 b) Sn^{II} – reduktor, Cr^{VI} – utleniacz
 1, 3, 14 \rightarrow 2, 3, 2, 7
 c) S^{II} – reduktor, Cr^{VI} – utleniacz
 1, 3, 4 \rightarrow 1, 1, 3, 7
 d) Fe^{II} – reduktor, O_2 – utleniacz
 4, 8, 7 \rightarrow 2, 8, 8
 e) Cr^{III} – reduktor, Cl_2 – utleniacz
 2, 3, 16 \rightarrow 2, 6, 8
- 15.48. a) HCl – reduktor, CrO_3 – utleniacz
 2, 12 \rightarrow 2, 3, 6
 b) CrCl_3 – reduktor, H_2O_2 – utleniacz
 $2 \text{Cr}^{\text{III}} \rightarrow 2 \text{Cr}^{\text{VI}}$
 $6 \text{O}^{-1} \rightarrow 6 \text{O}^{-\text{II}}$
 2, 3, 10 \rightarrow 2, 6, 8
 c) KI – reduktor, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – utleniacz
 1, 6, 7 \rightarrow 4, 1, 3, 7
 d) HBr – reduktor, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – utleniacz
 1, 14 \rightarrow 2, 2, 3, 7
 e) Cr_2O_3 – reduktor, KNO_3 – utleniacz
 1, 3, 4 \rightarrow 2, 3, 2
 f) Cr^{3+} – reduktor, BiO_3^- – utleniacz
 3, 2, 4 \rightarrow 1, 3, 2
- 15.49. a) reduktor – chrom, utleniacz – kwas
 $\text{Cr} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_2 + \text{H}_2$
 $\text{Cr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CrSO}_4 + \text{H}_2$
 b) reduktor – chrom, utleniacz – kwas i tlen
 $4 \text{Cr} + 12 \text{HCl} + \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{CrCl}_3 + 2 \text{H}_2\text{O} + 4 \text{H}_2$
 $4 \text{Cr} + 6 \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{O}_2 \rightarrow$
 $\rightarrow 2 \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 2 \text{H}_2\text{O} + 4 \text{H}_2$
- 15.50. II
- 15.51. 7 gramów
- 15.52. 1) Cu^{2+} – jon miedzi (2+) lub kation miedzi(II)
 2) Ag^+ – jon srebra (1+) lub kation srebra(I)
 3) Au^{3+} – jon złota (3+) lub kation złota(III)
- 15.53. Liczbą powłok elektronowych i w konsekwencji budową rdzeni atomowych oraz opisem podpowłok obsadzonych elektronami
- 15.54. Walencyjną konfiguracją orbitalną



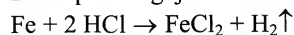
15.59. Nie, oba te pierwiastki leżą za wodorem w szeregu elektrochemicznym, zatem reagować będą jedynie z kwasami utleniającymi (HNO_3 i H_2SO_4).

15.60. 1) Z kwasem HNO_3 będzie reagować tylko miedź, a glin ulegnie pasywacji, pokrywając się warstewką Al_2O_3 , co zatrzyma dalszą reakcję. Oznacza to, że w probówce A znajdowała się miedź, a w B – glin.

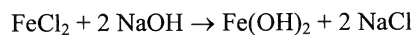
2) Rozcieńczony kwas H_2SO_4 będzie reagował tylko z glinem, zatem w probówce A znajdowała się miedź, a w B – glin.

15.61. Należy dodać nadmiar kwasu solnego i pozostałość po reakcji przesączyć. Glin przereaguje przechodząc do roztworu, a miedź pozostanie na sączku.

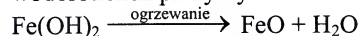
15.62. Należy dodać kwasu solnego – tylko żelazo z nim przereaguje:



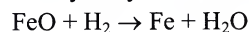
Następnie FeCl_2 przeprowadzamy w wodorotlenek:



wodorotlenek prażymy:

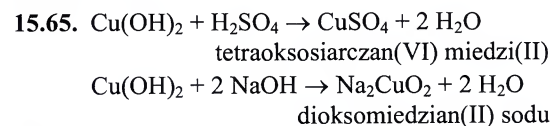


a otrzymany tlenek redukujemy wodorem:



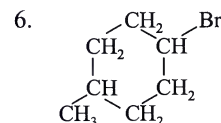
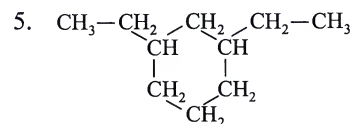
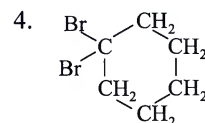
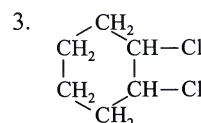
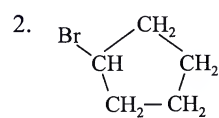
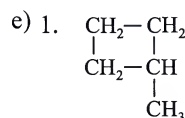
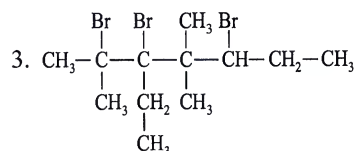
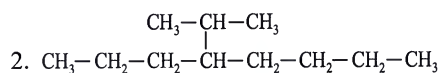
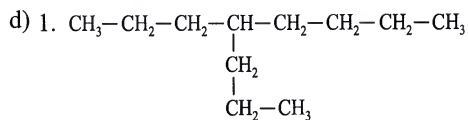
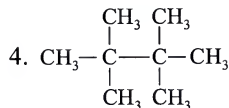
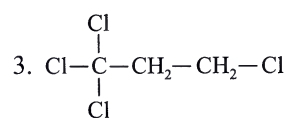
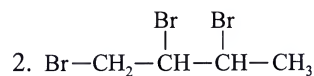
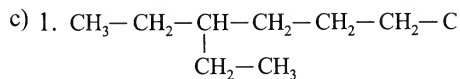
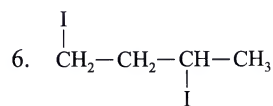
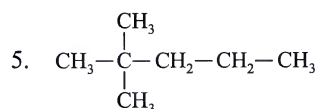
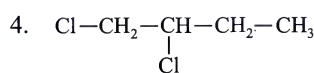
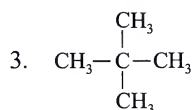
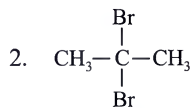
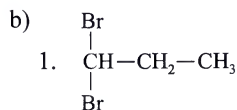
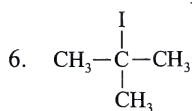
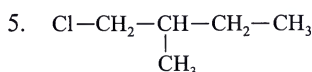
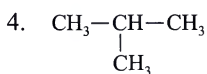
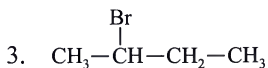
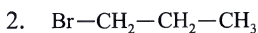
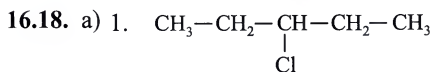
15.63. Na sączku pozostała czysta miedź, a przesącz zawierał CuCl_2 i HCl .

15.64. Kwaśny



- 15.66. a) Cu – reduktor, H_2SO_4 – utleniacz
 1, 2 \rightarrow 1, 1, 2
 b) Cu – reduktor, HNO_3 – utleniacz
 3, 8 \rightarrow 3, 2, 4

- 16.17. a) A. izomery konstytucyjne szkieletowe
 B. izomery konstytucyjne podstawnikowe
 C. izomery konstytucyjne podstawnikowe
 b) obydwa w podpunkcie C



- 16.19. a) 2-chlorobutan, 1-bromopropan, 2-bromopropan, 2-metylopropan (izobutan), 2, 3-dimetylobutan, 2,2-dibromopropan
 b) 1,1-dichloroetan, 1,2-dichloroetan, 1,4-dijodobutan, 1,3-dichlorobutan, 2,2-dimetylopropan, 3,3-dimetylopentan
 c) 3-etylopropan, 1,2,3-trichloropropan, 3-bromopentan, 1,1,1,2-tetrabromoetan, 2,4-dichloropentan, 2,2,4-trimetylopropan, 1-bromo-2-metylopropan
 d) 2-bromo-1-chloropropan, 2-bromo-1-jodopropan, 1-bromo-3-chloropropan, 1-bromo-3-jodopropan, 2-bromo-2-metylopentan
 e) 1-bromo-3-chloro-2-metylopropan, 1,1,1-tribromo-2,3-dichlorobutan, 4-propyloheptan, 3-bromo-4-izopropyloheptan

16.20. A. nie są izomerami

B. izomery konstytucyjne szkieletowe

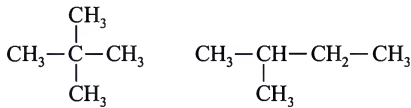
C. izomery konstytucyjne podstawnikowe

16.21. a) cyklopropan, metylocyklopropan, 1,2-dibromocyklopropan, chlorocyklobutan, 1,2-dibromocyklobutan, 1-bromo-3-metylocyklobutan

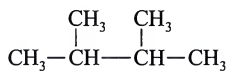
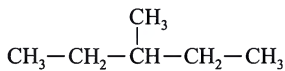
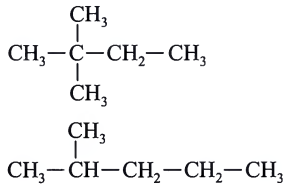
b) metylocyklopentan, 1,2-dibromocyklopentan, 1-bromo-3-metylocyklopentan, metylocykloheksan, 1,1-dimetylocykloheksan, 1,2-dimetylocykloheksan

c) 1,3-dimetylocykloheksan, 1,4-dibromocykloheksan, 1,2,3-trijodocykloheksan, 1,1,2-trichlorocykloheksan, 1,3,5-trimetylocykloheksan, 1,2,4-trimetylocykloheksan

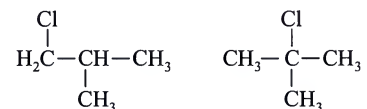
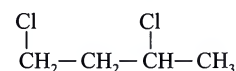
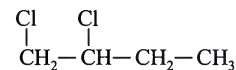
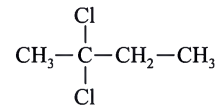
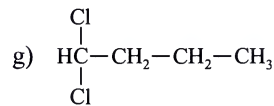
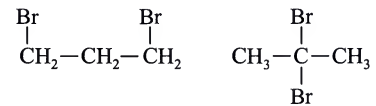
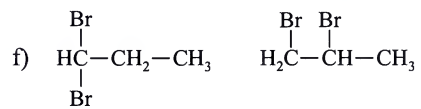
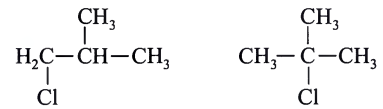
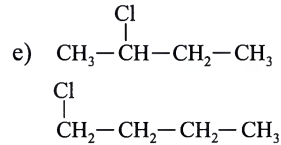
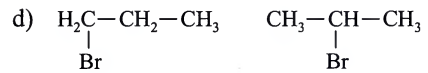
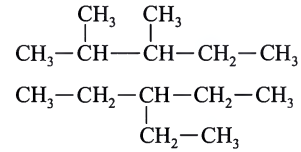
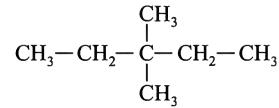
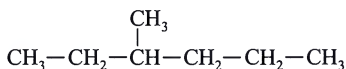
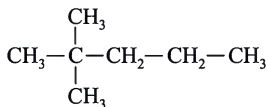
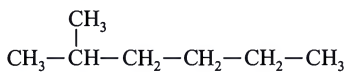
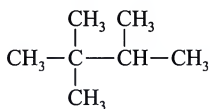
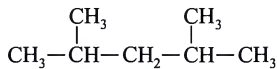
16.22. a) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$



b) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$



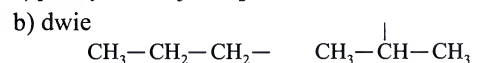
c) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$



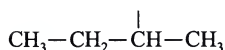
16.23. 1-chloropropan i 2-chloropropan

16.24. 2,2-dimetylopropan

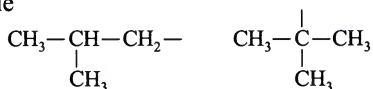
16.25. a) jedną CH_3-CH_2-



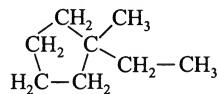
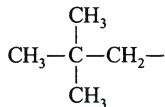
c) dwie $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—}$



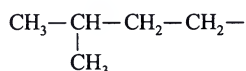
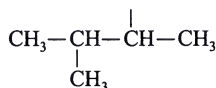
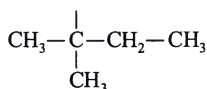
d) dwie



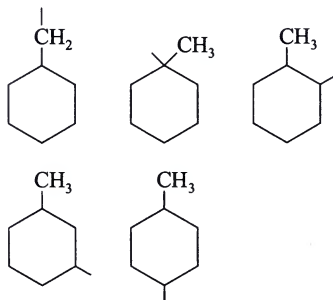
e) jedną



f) cztery $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—}\overset{|}{\text{CH}}\text{—CH}_2\text{—}$
 $\quad\quad\quad |$
 $\quad\quad\quad \text{CH}_3$



g) pięć



16.26. a) jeden, b) jeden, c) zero

16.27. Oczywiście nie muszą, np.: alkohol etylowy i kwas mrówkowy mają taką samą masę cząsteczkową równą 46 u, a nie są izomerami.

16.28. 1) np. 1-chloropropan i 2-chloropropan mają taki sam skład procentowy i są izomerami
2) np. eten i buten mają identyczny skład procentowy, a nie są izomerami

16.29. Wraz ze wzrostem n , czyli ze wzrostem ilości atomów węgla, ilość wydzielanej energii wzrasta.

16.30. a) $2 \text{C}_3\text{H}_7\text{Cl} + 2 \text{Na} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{14} + 2 \text{NaCl}$
chlorurek sodu
b) $\text{C}_3\text{H}_7\text{Cl} + \text{C}_2\text{H}_5\text{Cl} + 2 \text{Na} \rightarrow \text{C}_5\text{H}_{12} + 2 \text{NaCl}$
chlorurek sodu
c) $\text{CH}_3\text{CHClCH}_3 + \text{CH}_3\text{Cl} + 2 \text{Na} \rightarrow$
 $\rightarrow (\text{CH}_3)_2\text{CHCH}_3 + 2 \text{NaCl}$ chlorurek sodu

16.31. 4

16.32. $2 \text{CS}_2 + 4 \text{H}_2\text{S} + 16 \text{Cu} \rightarrow 8 \text{Cu}_2\text{S} + 2 \text{CH}_4$

16.33. Dowolną

16.34. C_4H_{10}

16.35. C_2H_6

16.36. $\text{C}_5\text{H}_{11}\text{Br}$

16.37. 1-etylo-1-metylocyklopentan

16.38. C_2H_6

16.39. C_3H_8

16.40. $9,88 \text{ m}^3$

16.41. Nie

16.42. a) 48% 1-bromopropanu

52% 2-bromopropanu,

b) 67% 1-chloro-2-metylopropanu

33% 2-chloro-2-metylopropanu

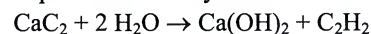
16.43. 2 : 5

16.44. 0,5 mola CO, 0,5 mola CO_2 , 1 mol H_2 ,
1 mol H_2O

16.45. 118 u

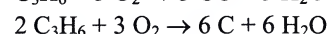
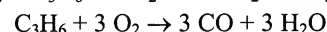
16.46. Do dwóch próbek z wodą dodajemy poszczególne substancje, a następnie powstały gaz przepuszczamy przez płuczkę z wodą bromową. W reakcji z węglikiem glinu wydzieli się metan, który nie odbarwi wody bromowej, zaś w reakcji z karbidem powstaje acetylen, który odbarwi wodę bromową.

16.47. Nie można, ponieważ obecność wody spowoduje wydzielanie acetyleny, co może doprowadzić do wybuchu.

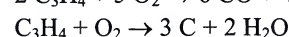
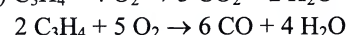


16.48. Do obu gazów należy dodać wodę bromową. Odbarwienie roztworu zajdzie tylko w zbiorniku z etylenem (etenem).

16.49. a) $2 \text{C}_3\text{H}_6 + 9 \text{O}_2 \rightarrow 6 \text{CO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$



b) $\text{C}_3\text{H}_4 + 4 \text{O}_2 \rightarrow 3 \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$

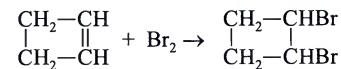
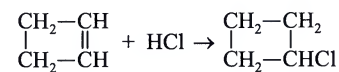
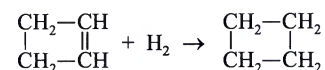
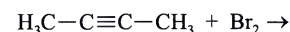
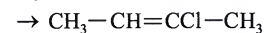
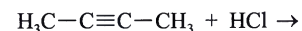
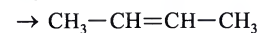
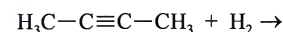
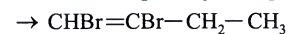
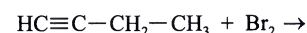
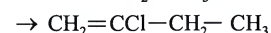
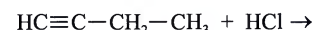
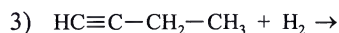
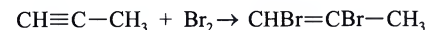
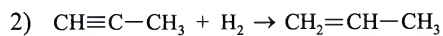
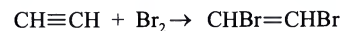
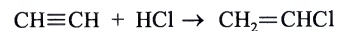
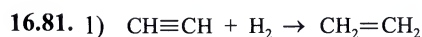
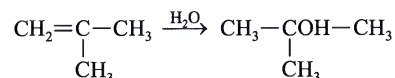
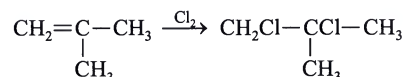
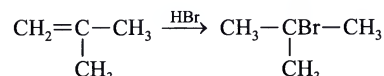
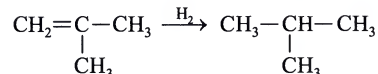
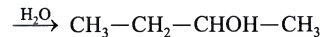
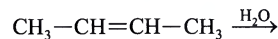
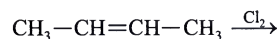
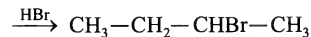
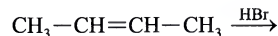
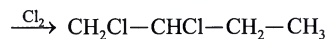
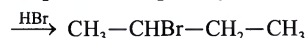
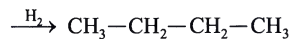
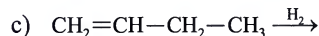
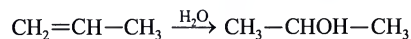
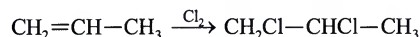
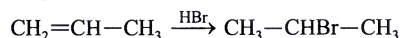
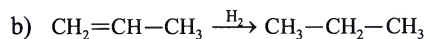
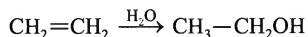
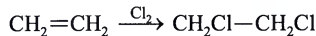
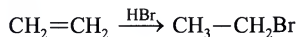
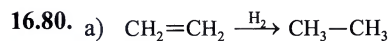
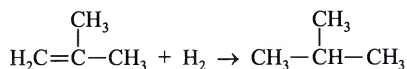
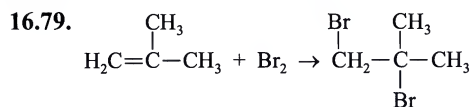
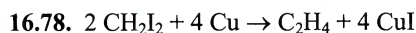
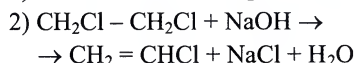
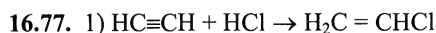
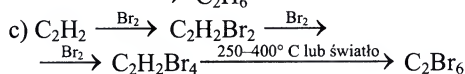
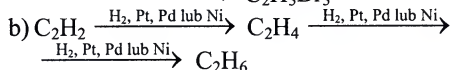
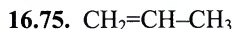
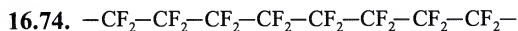
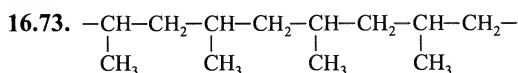


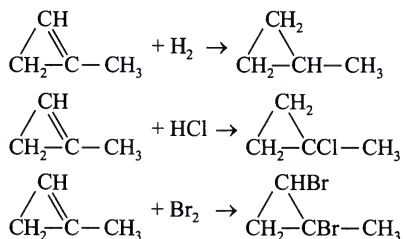
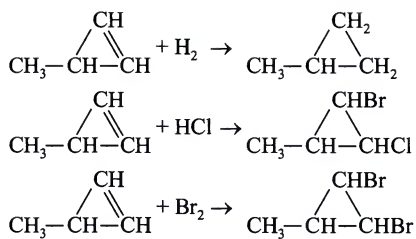
16.50. a) $\text{C}_n\text{H}_{2n} + 3n/2 \text{O}_2 \rightarrow n \text{CO}_2 + n \text{H}_2\text{O}$

b) $\text{C}_n\text{H}_{2n} + n \text{O}_2 \rightarrow n \text{CO} + n \text{H}_2\text{O}$

c) $\text{C}_n\text{H}_{2n} + n/2 \text{O}_2 \rightarrow n \text{C} + n \text{H}_2\text{O}$

16.72. A i B – nie, A i C – tak





16.82. 2-bromopropan

16.83. Ok. 714

16.84. 20%

16.85. 30% etanu, 70% etenu

16.86. Tylko w drugim

16.87. 22,9 g

16.88. C_5H_{10}

16.89. 76,5%

16.90. C_3H_6

16.91. C_4H_8

16.92. Etylen: 50% obj., czyli 51,8% mas.

16.93. Ok. 70%

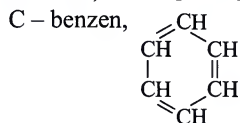
16.94. Pierwszy: cykloheksen lub jeden z metylo-
cyklopentenów; drugi: jeden z heksadienów
lub jeden z heksynów $\text{C}_n\text{H}_{2n-4}$

16.95.

	<i>trans</i> -heks-2-en	<i>cis</i> -heks-2-en	<i>trans</i> -heks-3-en	heks-1-yn
<i>trans</i> -heks-2-en	-	D	K	B
<i>cis</i> -heks-2-en	D	-	K	B
<i>trans</i> -heks-3-en	K	K	-	B
heks-1-yn	B	B	B	-

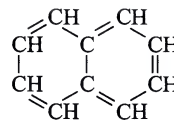
16.96. A – propan, $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_3$

B – eten, $\text{CH}_2=\text{CH}_2$



D – etan, CH_3-CH_3

E – naftalen,

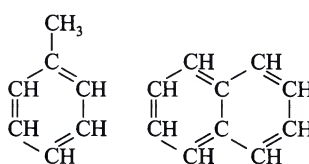
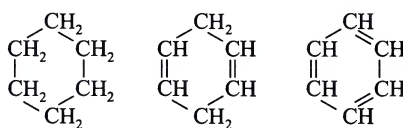


F – etyn, $\text{CH}\equiv\text{CH}$

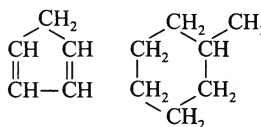
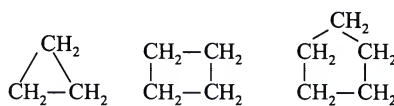
G – butan, $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$

H – 2-metylopropan, $\text{CH}_3-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CH}_3$

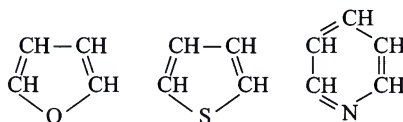
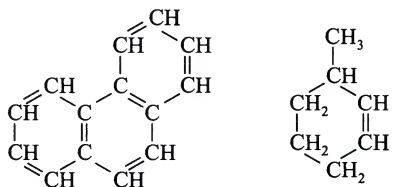
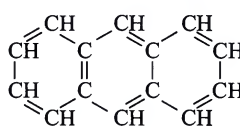
16.97. a)



b)



c)



16.98. a) A. izomery konstytucyjne szkieletowe
B. izomery konstytucyjne podstawnikowe
C. izomery konstytucyjne podstawnikowe
b) enancjomerem może być tylko związek pierwszy z p. B i pierwszy z p. C

16.99. Wszystkie trzy

16.100. a) ten sam związek, b) ten sam związek,
c) ten sam związek, d) różne związki

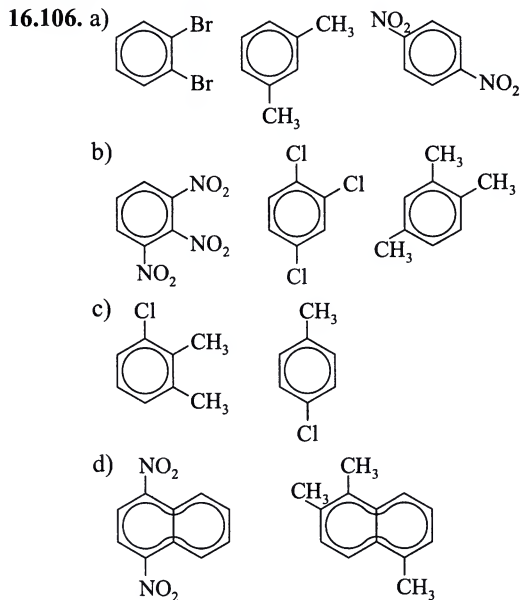
16.101. a) różne związki, b) różne związki, c) ten sam związek

16.102. A i C

16.103. Wzory te przedstawiają różne związki.

16.104. Trzy

16.105. Nie



16.107. Tak

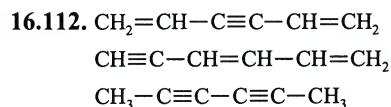
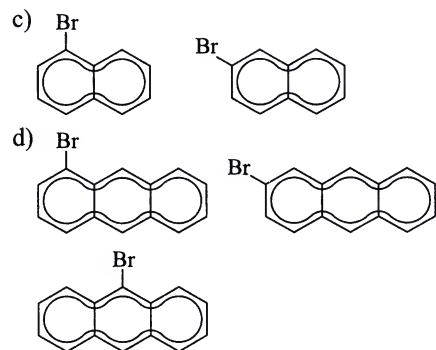
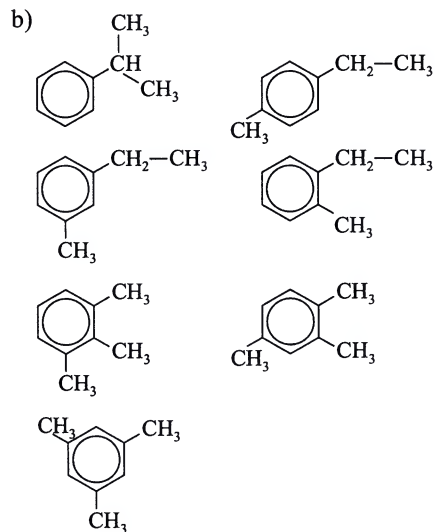
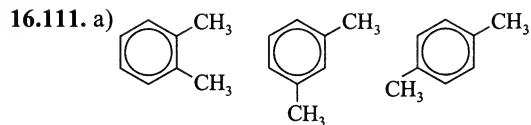
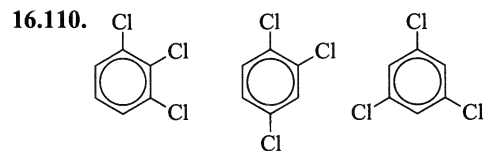
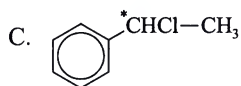
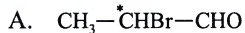
16.108. a) 1,2-dimetylobenzen, 1,4-dichlorobenzen, 1,3-dinitrobenzen

b) 1,3,5-trimetylobenzen, 1,2-dichloro-3-metylobenzen, 1,2,4-tribromobenzen

c) 2-bromo-1-chloro-4-metylobenzen, 2-bromo-1,3-dimetylobenzen, 1-etylo-3,5-dinitrobenzen

d) 1,5-dimetylnaftalen, 1,3-dimetylnaftalen, 1,8-dichloronaftalen

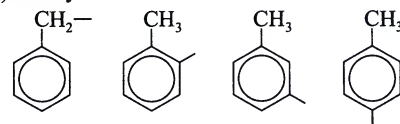
16.109. A i C



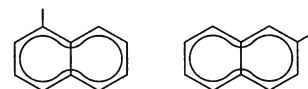
16.113. a) jedną

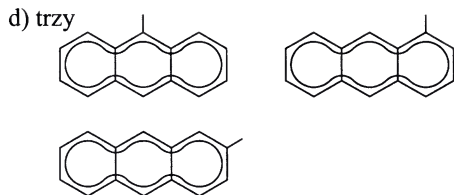


b) cztery

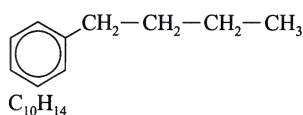
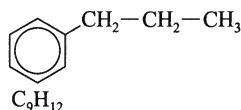
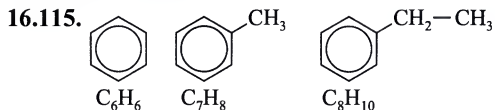


c) dwie





16.114. Wszystkie



Wzór ogólny: C_nH_{2n-6}

16.116. Nie, gdyż homologi to związki o podobnych właściwościach, różniące się od siebie tylko liczbą grup metylenowych $-CH_2-$. Benzen i naftalen nie spełniają tej zależności.

16.117. Nie

16.118. Ten sam skład procentowy oznacza taki sam wzór empiryczny obu związków. Mogą więc istnieć związki o takim samym składzie procentowym należące do różnych szeregów homologicznych. Przykładem mogą być szeregi homologiczne alkenów i cykloalkanów, dla których wzór empiryczny ma postać CH_2 .

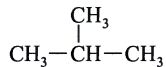
16.119. 1) Nie. Eten i buten mają ten sam wzór empiryczny, a nie są izomerami.

2) Tak. 1-chloropropan i 2-chloropropan mają ten sam wzór empiryczny i są izomerami.

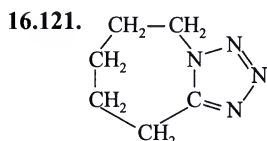
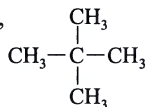
16.120. I – metan, CH_4

II – propan, $CH_3-CH_2-CH_3$

III – 2-metylopropan,



IV – 2,2-dimetylopropan,



16.122. Metylobenzen, *o*-ksylen, *m*-ksylen, *p*-chlorotoluen

16.123. Gdy wektory obu momentów dipolowych mają ten sam kierunek, lecz przeciwny zwrot, to będą się one zerować, jeżeli ich wartości będą równe. W praktyce oznacza to, że aby izomer *para* miał moment dipolowy równy zero, oba podstawniki muszą być takie same.

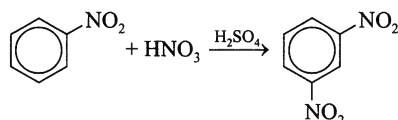
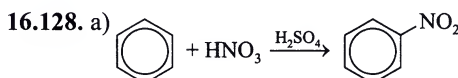
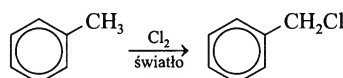
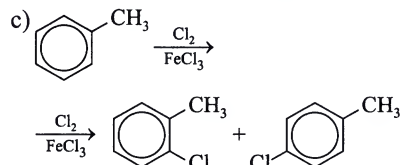
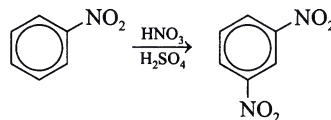
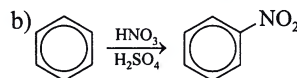
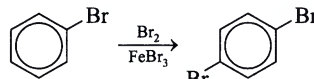
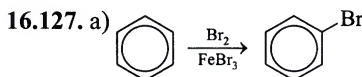
16.124. a) wtedy, gdy zwroty momentów dipolowych wiązań węgiel pierścienia–podstawnik są przeciwne

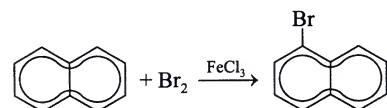
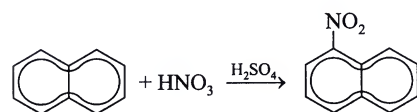
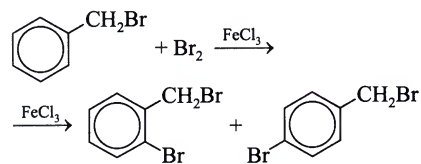
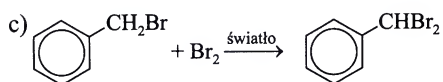
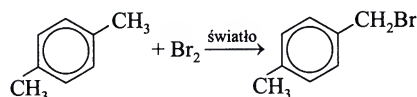
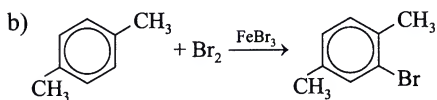
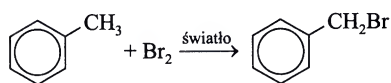
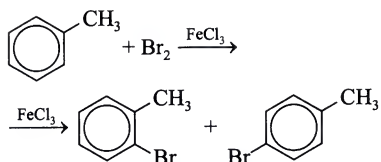
b) wtedy, gdy zwroty momentów dipolowych wiązań węgiel pierścienia–podstawnik są zgodne

16.125. a) $4,3 \cdot 10^{-30} \text{ C} \cdot \text{m}$ (1,3 D)

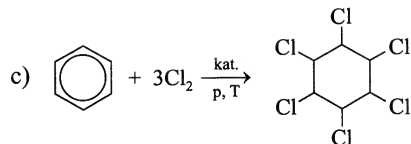
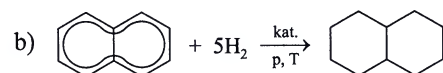
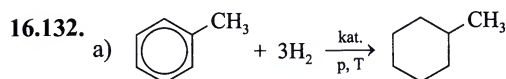
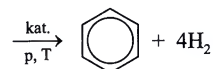
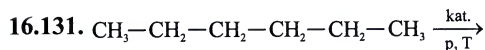
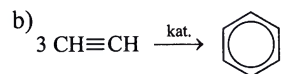
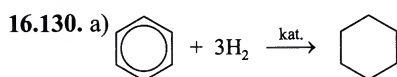
b) $1,0 \cdot 10^{-30} \text{ C} \cdot \text{m}$ (0,3 D)

16.126. Powstają trzy związki, z czego dwa są enancjomerami.





16.129. Reakcje podstawienia: propan, toluen, cykloheksan, naftalen, ksylen
reakcje przyłączenia: propen, propyn

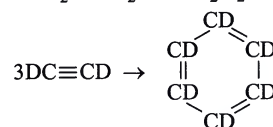
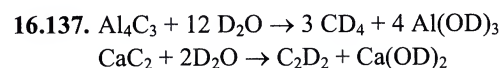
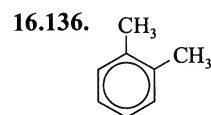
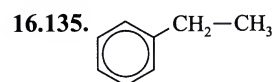


16.133. a) Należy dodać wody do węgliku wapnia – powstanie acetylen. Następnie przeprowadzić trimeryzację acetylenu do benzenu.

b) Analogicznie jak w podpunkcie a. Następnie do benzenu dodać mieszaninę kwasu azotowego i kwasu siarkowego – powstanie nitrobenzen.

c) Analogicznie jak w podpunkcie a. Następnie benzen poddać katalitycznej reakcji z wodorem – powstanie cykloheksan.

16.134. Nie



16.138. 84 dm³

16.139. 0,5 mol/dm³

16.140. 0,48 mol/dm³

16.141. 6,53%

16.142. 0,1 mola *orto*, 0,9 mola *para*

16.143. Nie

16.144. A. izomery konstytucyjne podstawnikowe
B. izomery konstytucyjne podstawnikowe
C. izomery konstytucyjne szkieletowe

ROZDZIAŁ 17.

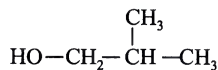
17.1. 1) propan-1-ol HO---CH₂---CH₂---CH₃

2) propan-2-ol
$$\begin{array}{c} \text{OH} \\ | \\ \text{CH}_3\text{---CH---CH}_3 \end{array}$$

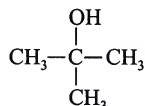
3) butan-1-ol HO---CH₂---CH₂---CH₂---CH₃

4) butan-2-ol
$$\begin{array}{c} \text{OH} \\ | \\ \text{CH}_3\text{---CH---CH}_2\text{---CH}_3 \end{array}$$

5) 2-metylopropan-1-ol



6) 2-metylopropan-2-ol



17.2. a) izomery konstytucyjne podstawnikowe

b) enancjomery

c) izomery konstytucyjne podstawnikowe

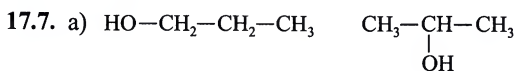
17.3. a) ten sam, b) ten sam, c) różne

17.4. Alkohole: B, C; fenole: A, D, E

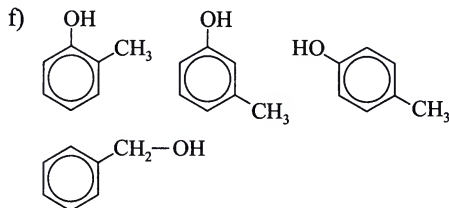
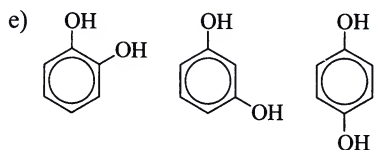
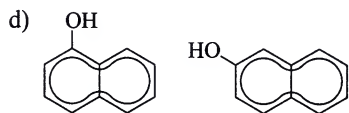
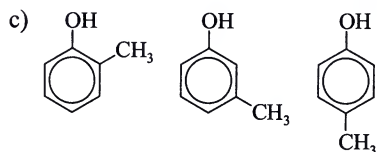
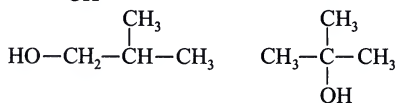
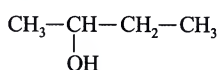
17.5. A i B – nie, A i C – tak, B i C – nie

17.6. Alkohole: A, B, D, F

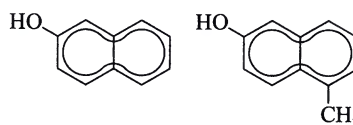
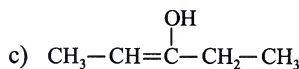
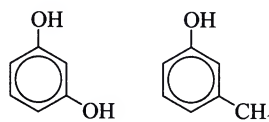
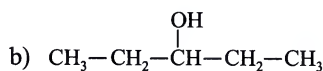
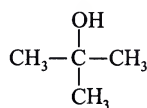
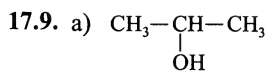
fenole: C, E



b) $\text{HO}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$



17.8. A i C – enancjomery, A, B, D – ta sama cząsteczka



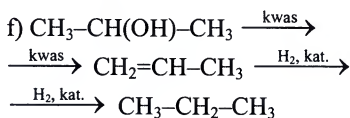
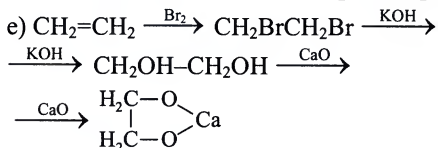
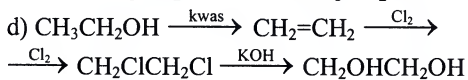
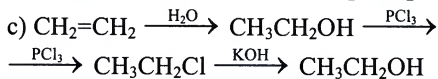
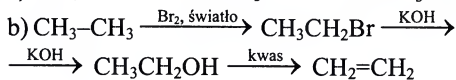
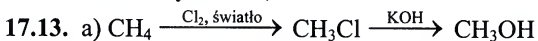
17.10. a) propan-1-ol, butan-2-ol, 2-metylopropan-1-ol, pentan-3-ol, 2-metylopropan-2-ol, pentan-2-ol

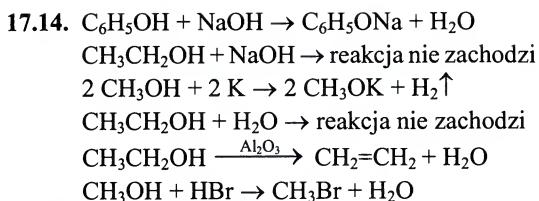
b) benzeno-1,2-diol, benzeno-1,3-diol, benzeno-1,4-diol, 4-metylofenol

c) propano-1,3-diol, naftalen-2-ol, 5-etylo-2-metylofenol, prop-2-en-1-ol

17.11. B, C

17.12. Pierwszorzędowe: a, d, f, drugorzędowe: c, trzeciorzędowe: b, e



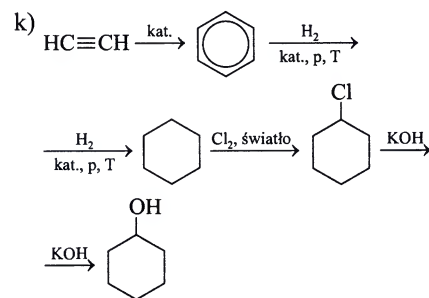
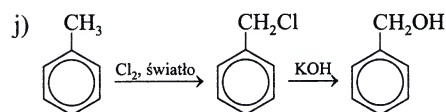
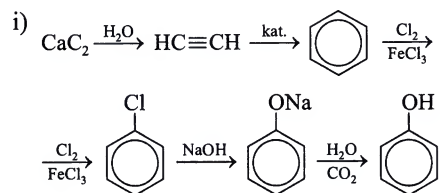
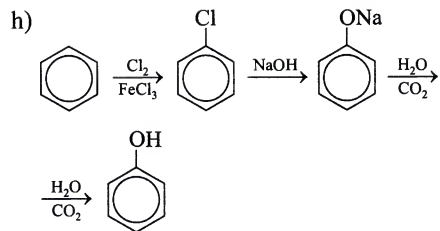


- 17.15. a) A: CHCl₃; B: CH₃OH; C: CH₃ONa
 b) A: CH₃-CH₃; B: CH₃CH₂Br
 c) A: CH₂=CH₂; B: CH₂Br-CH₂Br
 d) A: CH₃-CH₂OH; B: CH₃-CH₂OK
 e) A: CH₃-CH₂OH; B: CH₂=CH₂;
 C: CH₃-CH₂Br

17.16. Dwa

- 17.17. a) odczyn zasadowy
 $CH_3ONa + H_2O \rightarrow CH_3OH + Na^+ + OH^-$
 b) odczyn zasadowy
 $(CH_3-CH_2O)_2Ca + 2 H_2O \rightarrow$
 $\rightarrow 2 CH_3-CH_2OH + Ca^{2+} + 2 OH^-$
 c) odczyn zasadowy
 $CH_3CH(ONa)CH_3 + H_2O \rightarrow$
 $\rightarrow CH_3CH(OH)CH_3 + Na^+ + OH^-$
 d) odczyn zasadowy
 $CH_2(OK)CH_2(OK) + 2 H_2O \rightarrow$
 $\rightarrow CH_2(OH)CH_2(OH) + 2 K^+ + 2 OH^-$
 e) odczyn zasadowy
 $C_6H_5ONa + H_2O \rightarrow C_6H_5OH + Na^+ + OH^-$

- 17.18. a) $CH_4 \xrightarrow{Cl_2, \text{światło}} CH_3Cl \xrightarrow{KOH} CH_3OH$
 b) $CH_3CH_3 \xrightarrow{Cl_2, \text{światło}} CH_3CH_2Cl \xrightarrow{KOH} CH_3CH_2OH$
 c) $CH_2=CH_2 \xrightarrow{H_2O} CH_3CH_2OH$
 d) $CH_3CH_3 \xrightarrow{Cl_2, \text{światło}} CH_3CH_2Cl \xrightarrow{KOH} CH_3CH_2OH \xrightarrow{\text{kwas}} CH_2=CH_2$
 e) $CH_2=CH_2 \xrightarrow{Cl_2} CH_2Cl-CH_2Cl \xrightarrow{KOH} CH_2OH-CH_2OH$
 f) $CH_3CH_2OH \xrightarrow{\text{kwas}} CH_2=CH_2 \xrightarrow{Cl_2} CH_2Cl-CH_2Cl \xrightarrow{KOH} CH_2OH-CH_2OH$
 g) $CH_3CH_3 \xrightarrow{Cl_2, \text{światło}} CH_3CH_2Cl \xrightarrow{KOH} CH_3CH_2OH \xrightarrow{\text{kwas}} CH_2=CH_2 \xrightarrow{Cl_2} CH_2Cl-CH_2Cl \xrightarrow{KOH} CH_2OH-CH_2OH$



- 17.19. 1) $CO + 2 H_2 \xrightarrow{\text{kat.}} CH_3OH$
 2) $2 CO + 4 H_2 \xrightarrow{\text{kat.}} CH_3CH_2OH + H_2O$

- 17.20. a) podane związki nie są izomerami
 b) A i D

17.21. Kwas siarkowy, kwas węglowy, fenol, glikol etylenowy, etanol

17.22. Etanol – obojętny, wodorotlenek sodu – zasadowy, etanolan sodu – zasadowy, fenol – kwasowy, fenolan sodu – zasadowy

17.23. Można, metanol ma odczyn obojętny, zaś roztwór wodorotlenku będzie miał odczyn zasadowy i zabarwi papierek lakmusowy na niebiesko.

17.24. Do obu roztworów dodajemy wodę, a następnie sprawdzamy odczyn papierkiem lakmusowym. Roztwór alkoholu ma odczyn obojętny, zaś fenolu – kwasowy i zabarwi papierek lakmusowy na czerwono.

17.25. Dysocjacja alkoholi przebiega w bardzo niewielkim stopniu, przez co w roztworze jest zbyt małe stężenie jonów, aby mógł być przewodzony prąd. Wodne roztwory fenoli

powinny przewodzić prąd ze względu na silniejsze przesunięcie reakcji dysocjacji w prawo.

17.26. A. enancjomery

B. izomery konstytucyjne

C. ten sam enancjomer inaczej narysowany

D. diastereoizomery

17.27. H^+ oraz OH^-

17.28. Metodami fizycznymi lub metodami chemicznymi badając produkty utlenienia. We współczesnych laboratoriach można wykorzystywać metody spektroskopowe, bądź inne metody instrumentalne.

17.29. 1 : 1,333

17.30. 13,6 g

17.31. 0,574 dm³

17.32. 9 moli

17.33. Dwie

17.34. 4 atomy

17.35. 60 u

17.36. 16 cm³

17.37. 110 g

17.38. $210 \frac{m}{p}$

17.39. 36%

17.40. Nie ma wpływu

17.41. a) CH_3-CH_2-CHO $CH_3-C(=O)-CH_3$

b) $CH_3-CH_2-CH_2-CHO$
 $CH_3-CH_2-C(=O)-CH_3$ $CH_3-CH(CH_3)-CHO$

c) $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CHO$
 $CH_3-CH_2-CH_2-C(=O)-CH_3$
 $CH_3-CH_2-C(=O)-CH_2-CH_3$
 $CH_3-CH_2-CH(CH_3)-CHO$
 $CH_3-C(=O)-CH(CH_3)-CHO$
 $OHC-CH_2-CH(CH_3)-CH_3$ $CH_3-C(CH_3)(CH_3)-CHO$

17.42. a) $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CHO$

$CH_3-\underset{\substack{| \\ CH_3}}{CH}-CH_2-CHO$ $CH_3-\underset{\substack{| \\ CH_3}}{CH}-CHO$

b) $CH_3-C(=O)-CH_2-CH_2-CH_3$

$CH_3-CH_2-C(=O)-CH_2-CH_3$

$CH_3-C(=O)-\underset{\substack{| \\ CH_3}}{CH}-CH_3$

c) $CH_3-\underset{\substack{| \\ CH_3}}{CH}-C(=O)-CH_2-CH_3$

$CH_3-\underset{\substack{| \\ CH_3}}{C}-CH_2-CHO$

17.43. a) butanal, 2-metylopropanal

b) butanon, pentan-3-on

c) 3-metylobutanal, 3,3,4-trimetylopentanal

17.44. a) nie są izomerami

b) izomeria konstytucyjna szkieletowa

17.45. a) $CH_3CH_2OH \xrightarrow{[O]} CH_3COOH$

b) $CH_3CHO \xrightarrow{Ag_2O} CH_3COOH$

c) $CH_3CH_2CHO \xrightarrow{CuO} CH_3CH_2COOH$

d) $CH_3\underset{\substack{| \\ OH}}{CH}CH_3 \xrightarrow{[O]} CH_3\underset{\substack{|| \\ O}}{C}CH_3$

e) reakcja nie zachodzi

f) reakcja nie zachodzi

17.46. a) $CH_3OH \xrightarrow{O_2, Cu} HCHO \xrightarrow{Cu(OH)_2} HCOOH$

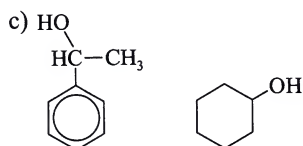
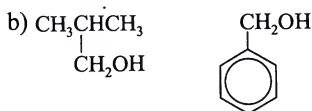
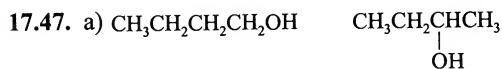
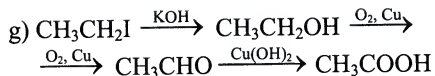
b) $CH_3CH_2OH \xrightarrow{O_2, Cu} CH_3CHO \xrightarrow{Cu(OH)_2} CH_3COOH$

c) $CH_3CH_2CH_2OH \xrightarrow{O_2, Cu} CH_3CH_2CHO \xrightarrow{Cu(OH)_2} CH_3CH_2COOH$

d) $CH_3\underset{\substack{| \\ OH}}{CH}CH_3 \xrightarrow{[O]} CH_3\underset{\substack{|| \\ O}}{C}CH_3$

e) $CH_3CH_2CH_2CH_2OH \xrightarrow{O_2, Cu} CH_3CH_2CH_2CHO \xrightarrow{Cu(OH)_2} CH_3CH_2CH_2COOH$

f) $CH_3CH_2\underset{\substack{| \\ OH}}{CH}CH_3 \xrightarrow{[O]} CH_3CH_2\underset{\substack{|| \\ O}}{C}CH_3$



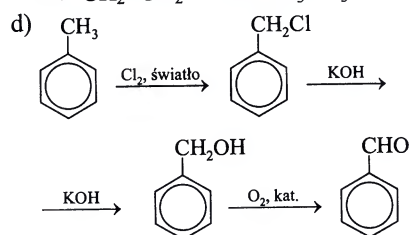
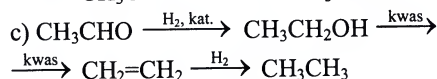
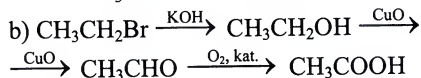
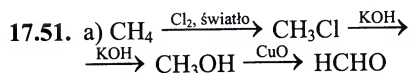
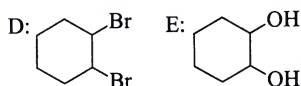
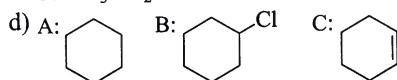
- 17.48. a) izomery konstytucyjne podstawnikowe
b) diastereoizomery

17.49. Kwas benzoesowy

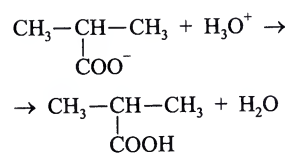
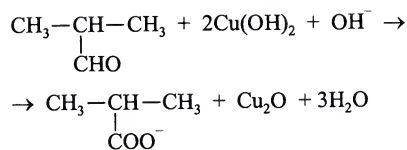
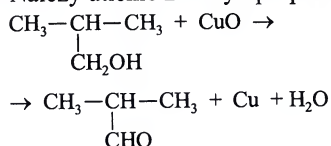
17.50. a) A: CH_3OH , B: HCHO , C: HCOOH

b) A: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, B: CH_3CHO

c) A: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{Cl}$, B: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$,
C: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHO}$

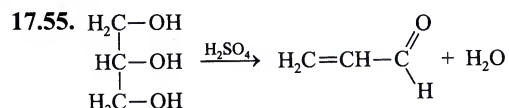


17.52. Należy utlenić 2-metylopropan-1-ol



17.53. 1) nie, 2) nie

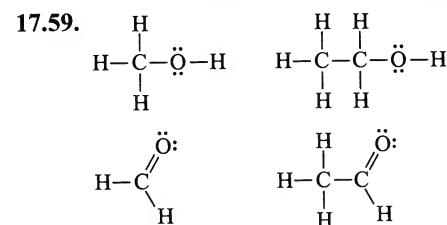
17.54. B i C



17.56. a) 1, 3, 8 \rightarrow 2, 3, 7, b) 1, 3, 8 \rightarrow 2, 3, 7
c) 2, 3, 4 \rightarrow 3, 2, 2

17.57. a) 2, 5, 3, 2 \rightarrow 5, 2, 1, b) 1, 1, 2 \rightarrow 1, 2, 2
c) 1, 1, 2 \rightarrow 1, 1, 2

17.58. $\text{HC}^0\text{HO} + \text{I}_2 + 3 \text{NaOH} \rightarrow \text{HC}^{\text{II}}\text{OONa} + 2 \text{NaI} + 2 \text{H}_2\text{O}$
Widzimy, że zarówno węgiel jak i jod zmieniają stopnie utlenienia, co oznacza, że podana wyżej reakcja jest reakcją redoks.



17.60. $\text{C}_{10}\text{H}_{20}\text{O}$

17.61. $4,85 \text{ mol/dm}^3$

17.62. 296 dm^3

17.63. $7,5 \text{ cm}^3$

17.64. 2 atomy

17.65. $\text{C}_2\text{H}_5\text{CHO}$

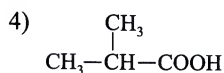
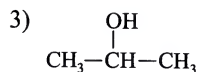
17.66. 86 u, $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}$

17.67. A – masowy, B – molowy

17.68. 72 u

17.69. 1) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{COOH}$

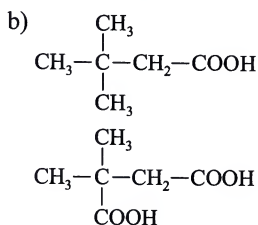
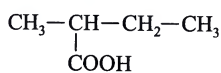
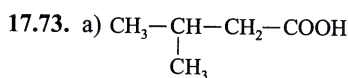
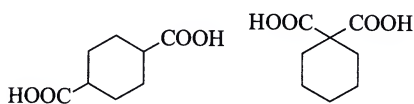
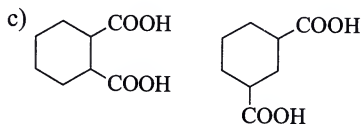
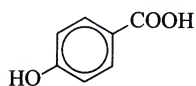
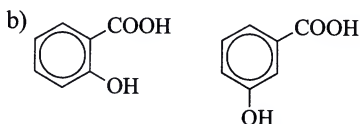
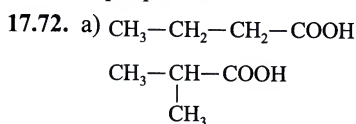
2) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH}$



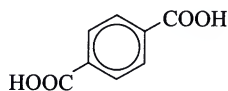
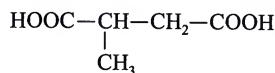
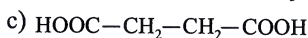
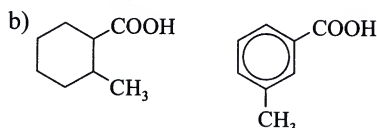
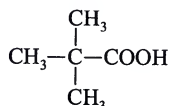
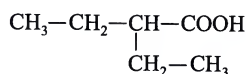
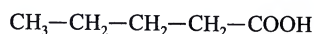
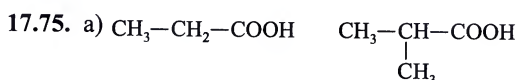
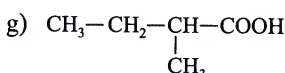
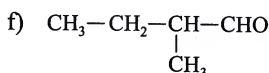
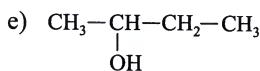
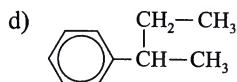
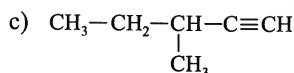
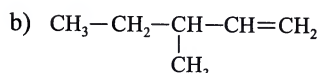
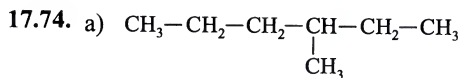
17.70. A – alkohol metylowy, B – czterochlorek węgla, C – etylen, D – benzen, E – acetylen, F – ditlenek węgla, G – eter dimetylowy, H – aldehyd mrówkowy, I – kwas mrówkowy, J – kwas octowy

17.71. a) A. izomery konstytucyjne podstawnikowe
B. izomery konstytucyjne szkieletowe i podstawnikowe

b) pierwszy w podpunkcie A i obydwa w podpunkcie B



c) nie istnieje żaden kwas karboksylowy zawierający podany w zadaniu szkielet węglowy



17.76. a) kwas butanowy, kwas 2-metylopropanowy

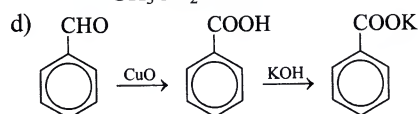
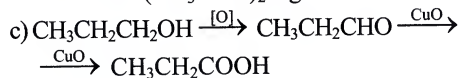
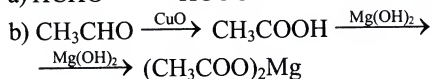
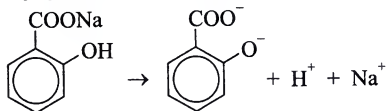
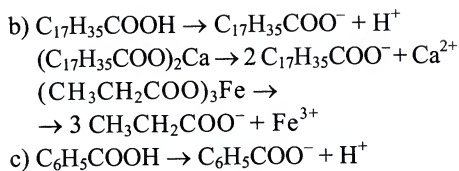
b) kwas pentanowy, kwas 2-metylobutanowy

c) kwas 2,2-dimetylopropanowy, kwas 2,2,3-trimetylobutanowy, kwas 3-etylobenzenokarboksylowy, kwas pentanodiowy

17.77. a)
$$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{COO}^- + \text{H}^+$$

$$\text{HCOONa} \rightarrow \text{HCOO}^- + \text{Na}^+$$

$$(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Ba} \rightarrow 2 \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{Ba}^{2+}$$



- 17.79. a) enancjomery
b) izomery konstytucyjne szkieletowe
c) izomery konstytucyjne podstawnikowe

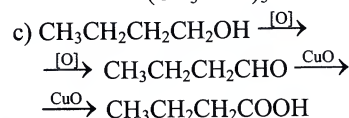
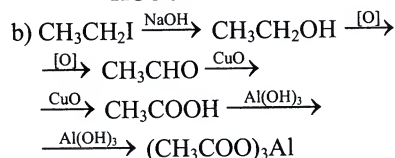
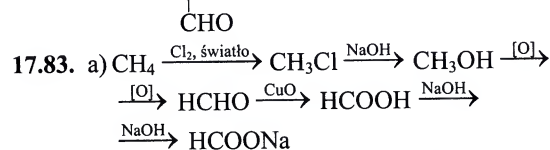
17.80. B i C – tak, A i B – nie, A i C – nie

17.81. a) 2-metylopropan-1-ol, b) butan-1-ol
c) alkohol benzylový, d) 2-fenyletanol

17.82. a) A: HCHO, B: HCOOH, C: HCOONa

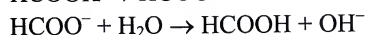
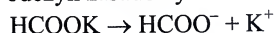
b) A: CH_3COOH , B: CH_3COONa

c) A: CH_3CHCH_3 , B: CH_3CHCH_3 ,

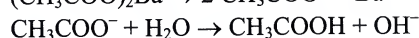
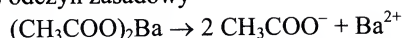


17.84. Jednohydronowym

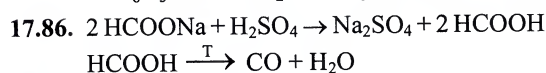
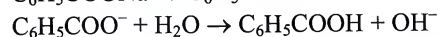
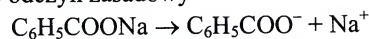
17.85. a) odczyn zasadowy



b) odczyn zasadowy



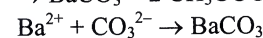
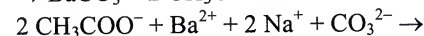
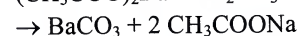
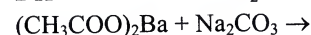
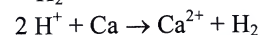
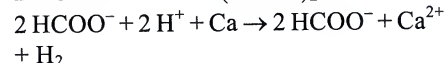
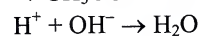
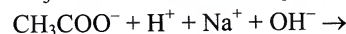
c) odczyn zasadowy



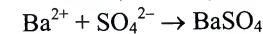
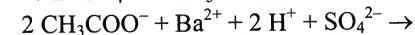
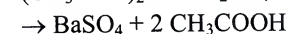
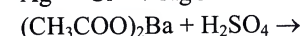
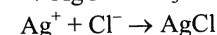
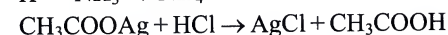
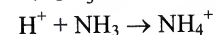
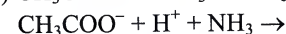
17.87. a) Za pomocą reakcji z Ag_2O ; tylko propanal będzie powodował wytrącanie czystego srebra.
b) Przeprowadzamy reakcję z kwasem siarkowym i przykładamy zwilżony papierek lakmusowy; tylko w przypadku kwasu octowego papierek zabarwi się na czerwono.

c) Dodajemy roztwór węglanu sodu; osad wytrąci się jedynie w przypadku octanu wapnia.

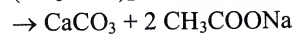
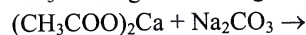
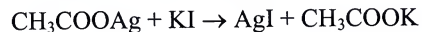
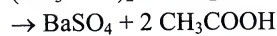
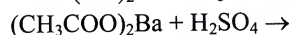
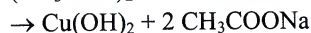
17.88. a) $CH_3COOH + NaOH \rightarrow CH_3COONa + H_2O$



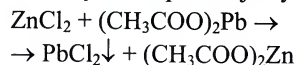
b) $CH_3COOH + NH_3 \rightarrow CH_3COONH_4$



17.89. $(CH_3COO)_2Cu + 2 NaOH \rightarrow$



17.90. Obie substancje w stosunku równomolowym rozpuszczamy w wodzie, następnie mieszamy powstałe roztwory. Wytrącony osad $PbCl_2$ odsączymy, a przesącz zawierający octan cynku odparowujemy do sucha.



17.91. a) 1, 1, 3 \rightarrow 1, 2, 2, b) 8, 3 \rightarrow 3, 8, 2, 2
c) 2, 5, 16 \rightarrow 2, 10, 8, d) 1, 1, 4 \rightarrow 1, 2, 2
e) 2, 1, 3 \rightarrow 2, 1, 2

17.92. a) mrówkowy > octowy > masłowy > stearynowy
b) siarkowy > salicyłowy > benzoesowy > > octowy

17.93. CH_2O

17.94. $C_4H_8O_2$

17.95. 17,8%

17.96. 0,0013 mol/dm³, nie

17.97. Roztwór miał odczyn zasadowy, a przesącz zawierał palmitynian sodu i węglan sodu.

17.98. $CH_3COONa \cdot 3 H_2O$; 13,6 g

17.99. Ok. 167 cm³

17.100. 1,01 g/cm³

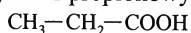
17.101. 50%. Produkty rozkładu: $CH_3-CO-CH_3$ i $CaCO_3$

17.102. $C_5H_8O_4$

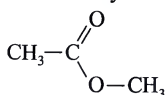
17.103. Ok. 84%

17.104. 43%

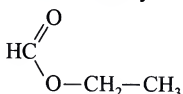
17.105. 1) kwas propionowy



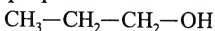
2) octan metylu



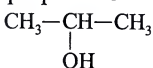
3) mrówczan etylu



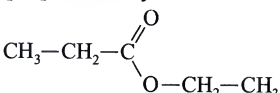
4) propan-1-ol



5) propan-2-ol



6) propionian etylu

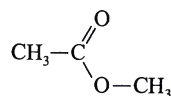


17.106. a) izomery konstytucyjne szkieletowe

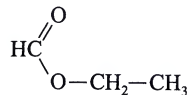
b) izomery konstytucyjne szkieletowe i podstawnikowe

17.107. Żaden z przedstawionych związków nie ma centrum chiralności.

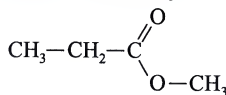
17.108. a) octan metylu



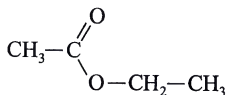
mrówczan etylu



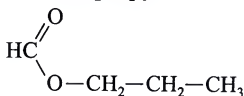
b) propionian metylu



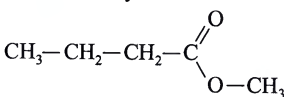
octan etylu



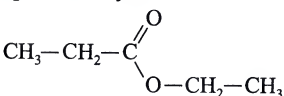
mrówczan propylu



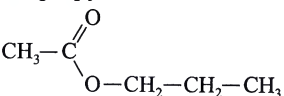
c) maślan metylu



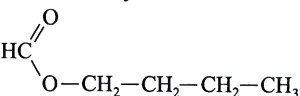
propionian etylu



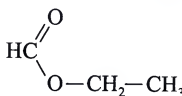
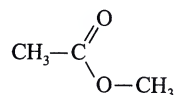
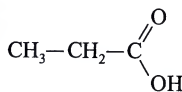
octan propylu



mrówczan butylu



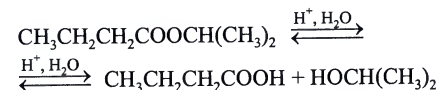
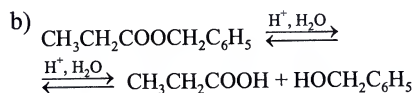
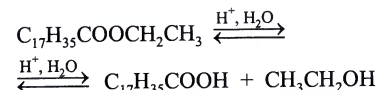
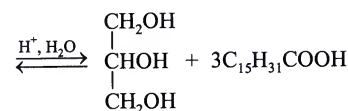
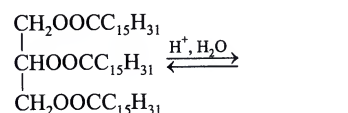
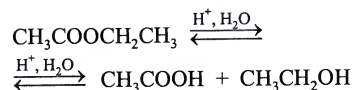
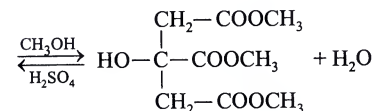
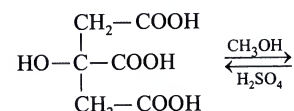
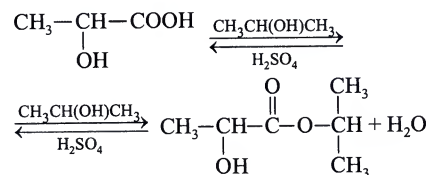
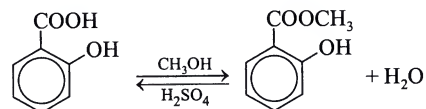
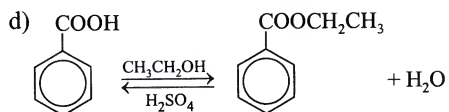
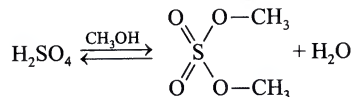
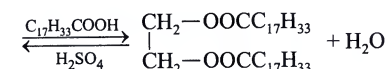
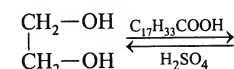
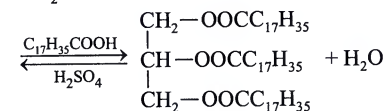
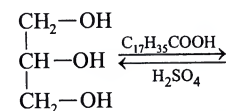
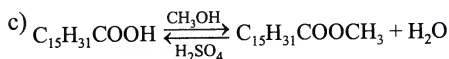
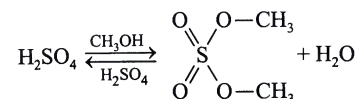
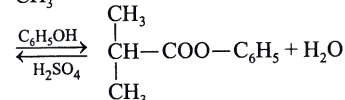
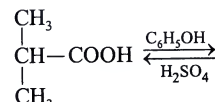
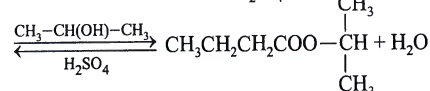
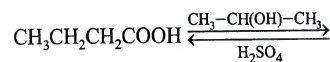
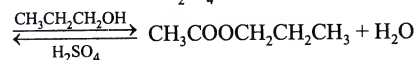
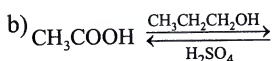
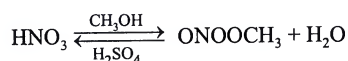
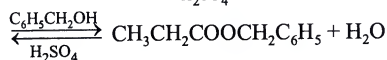
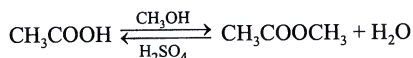
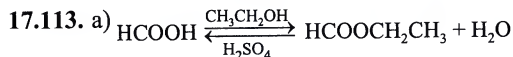
17.109.

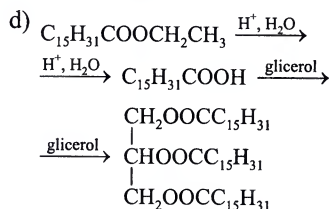
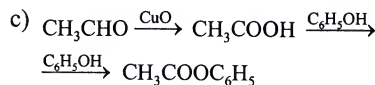
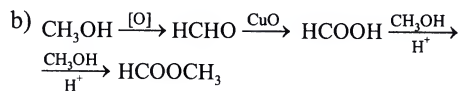
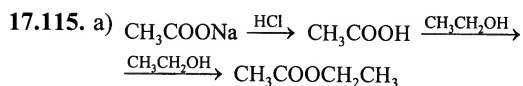
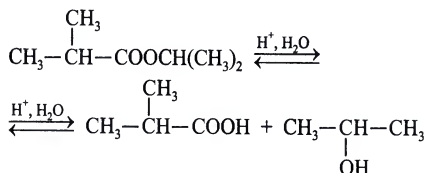
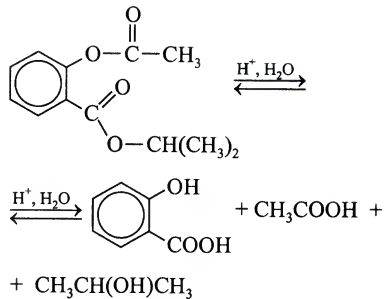
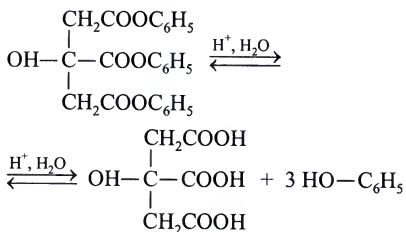
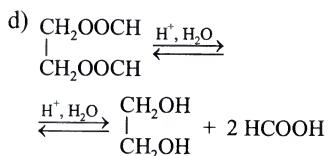
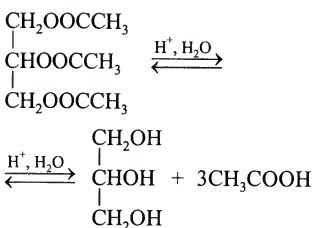
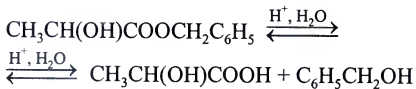
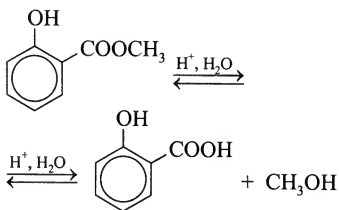
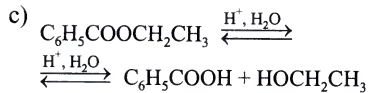
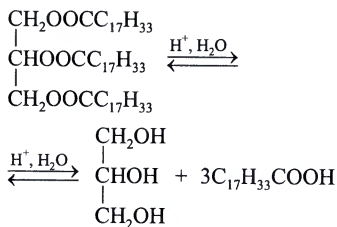
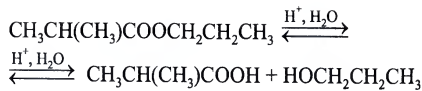


17.110. Tak

17.111. Jeden

17.112. A. octan propylu, B. propionian izopropylu,
C. mrówczan fenylu, D. mrówczan benzylu





17.116. a) A: HCOOH; B: CH₃OH

b) A: CH₃CH₃, B: CH₃CH₂Br, C: CH₃CH₂OH

c) A: CH₃CH₂OH, B: CH₃CHO, C: CH₃COOH

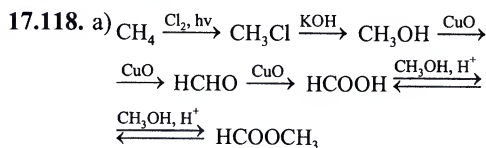
d) A: C₆H₅COOH, B: CH₃OH

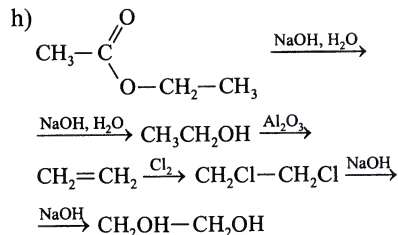
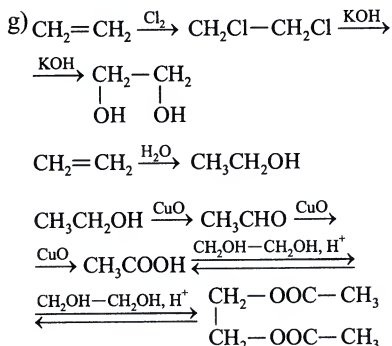
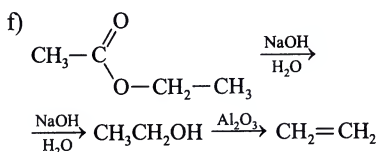
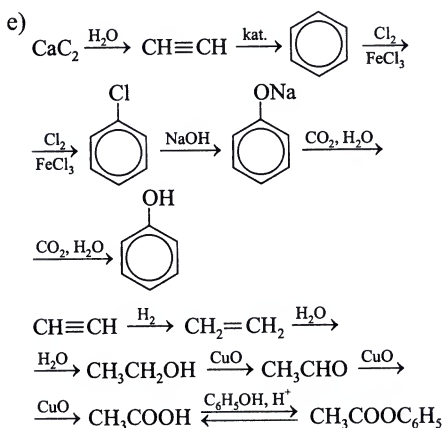
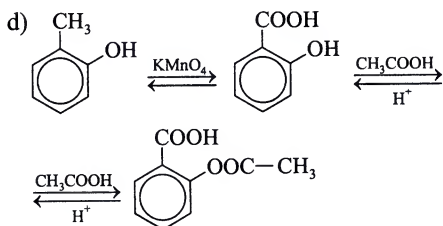
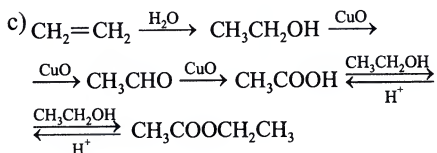
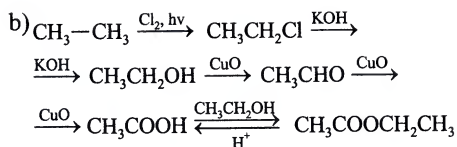
17.117. A. diastereoizomeria

B. izomeria konstytucyjna

C. ten sam enancjomer inaczej narysowany

D. enancjomery





17.119. Octan izopropylu

17.120. Mrówczan propylu

17.121. Mrówczan metylu

17.122. Ester

17.123. $\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$ octan propylu

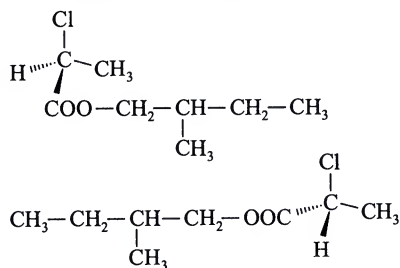
17.124. 3 mole H_2

17.125. 14,2%

17.126. 48,7%

17.127. $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OOC}_{15}\text{H}_{31})_2(\text{OOC}_{17}\text{H}_{35})$

17.128. Otrzymane związki nie są enancjomerami, lecz diastereoizomerami



17.129. 11,4 g kwasu i 8,72 g etanolu. Aby zwiększyć wydajność reakcji należy podczas reakcji usuwać produkt, np. za pomocą destylacji.

17.130. Kwas propanowy

17.131. 0,5 mola kwasu, 2,5 mola alkoholu

17.132. 0,845 mola

17.133. 0,903 mola

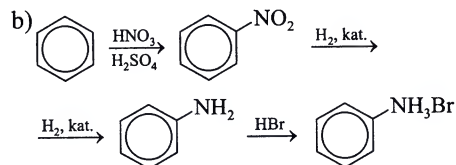
17.134. 21 g

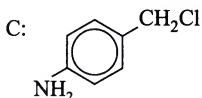
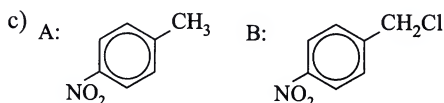
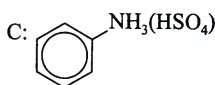
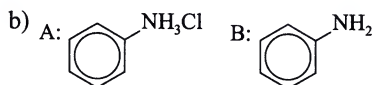
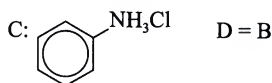
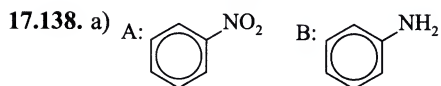
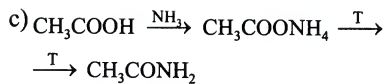
17.135. Nie

17.136. a) izomery konstytucyjne podstawnikowe

b) izomery konstytucyjne podstawnikowe

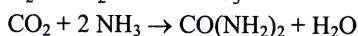
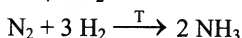
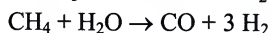
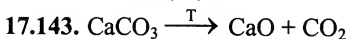
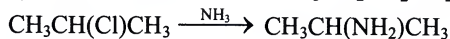
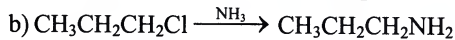
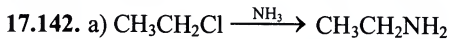
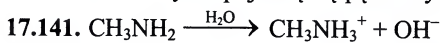
17.137. a) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2 \xrightarrow{\text{HCl}} \text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_3\text{Cl}$



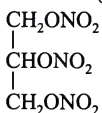


17.139. A i C

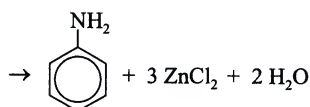
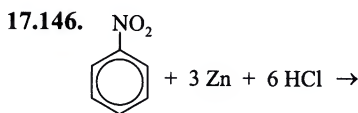
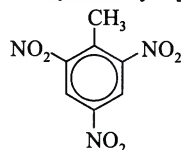
17.140. Do wszystkich roztworów dodajemy kwas solny. Osady kwasu benzoesowego oraz fenolu pojawią się w naczyniach, które zawierają ich sole – pozwala to zidentyfikować roztwór aniliny. Powstałe substancje odsączamy i przemywamy wodą. Następnie rozpuszczamy je w wodzie, aby odróżnić roztwory kwasu benzoesowego oraz fenolu. Dodajemy do nich węglanu sodu – w naczyniu z fenolem reakcja nie zajdzie, zaś kwas benzoesowy jako kwas silniejszy będzie wypierać kwas węglowy z jego soli i w naczyniu pojawią się pęcherzyki CO_2 .



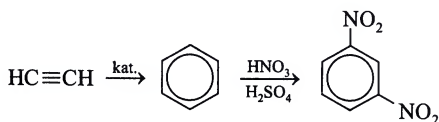
17.144. Jest to trinitrogliceryna (nitrogliceryna); triazotan(V) glicerolu



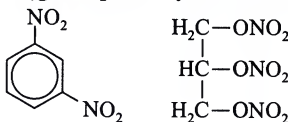
17.145. Związkiem tym jest 2,4,6-trinitrotoluen



17.147.



17.148. Nie, ponieważ nitrozwiązki to związki mające grupę NO_2 połączoną bezpośrednio z atomem węgla, a w przypadku nitrogliceryny atom azotu jest połączony z atomem węgla za pomocą dodatkowego atomu tlenu.



17.149. Różnica w budowie polega na przyłączeniu grupy NO_2 . W przypadku azotanu ($\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-N=O}$), azot wiąże się z atomem węgla za pośrednictwem atomu tlenu, a w przypadku nitroetanu ($\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-NO}_2$) azot łączy się bezpośrednio z atomem węgla.

17.150. a) 1, 3, 6 → 1, 3, 2, b) 1, 3, 6 → 1, 3, 2
c) 1, 6, 6 → 1, 6, 2, d) 1, 18, 18 → 1, 18, 6
e) 1, 2, 2 → 2, 1, 3, f) 1, 3 → 1, 1, 2, 3

17.151. a) izomery konstytucyjne podstawnikowe
b) izomery konstytucyjne szkieletowe
c) enancjomery

17.152. 813 cm^3

17.153. Ok. 0,06 mola

17.154. 3,29%

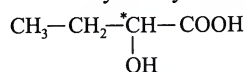
17.155. Kwaśny

17.156. $\text{C}_6\text{H}_8\text{N}_2$, 3 izomery

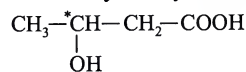
17.157. $\text{C}_2\text{H}_5\text{NO}_3$

ROZDZIAŁ 18.

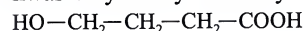
18.1. kwas 2-hydroksybutanowy:



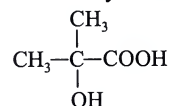
kwas 3-hydroksybutanowy:



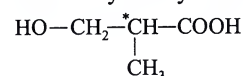
kwas 4-hydroksybutanowy:



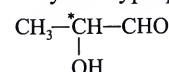
kwas 2-hydroksy-2-metylopropanowy:



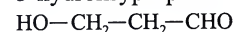
kwas 3-hydroksy-2-metylopropanowy:



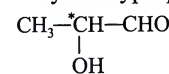
18.2. 2-hydroksypropanal:



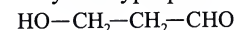
3-hydroksypropanal:



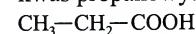
18.3. 2-hydroksypropanal:



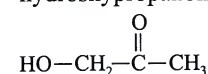
3-hydroksypropanal:



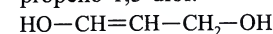
kwas propanowy:



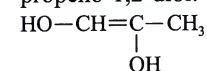
hydroksypropanon:



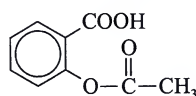
propeno-1,3-diol:



propeno-1,2-diol:



18.4.

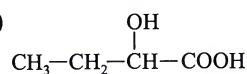


18.5. Kwas benzoesowy jest słabszy od kwasu mrówkowego, ale mocniejszy od kwasów węglowego i octowego, dlatego wypiera je z roztworów ich soli.

18.6. a) kwas 3-hydroksybenzoesowy

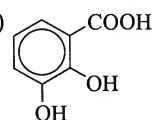
b) kwas 2,5-dihydroksybenzoesowy

18.7. a)

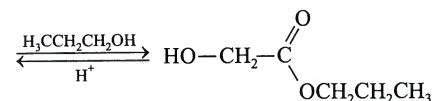
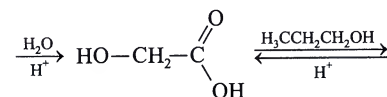
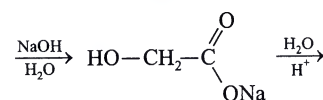
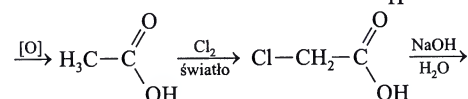
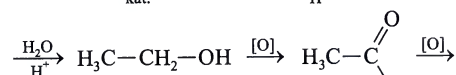


b) $\text{OH}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{COOH}$

c)



18.8. $\text{HC}\equiv\text{CH} \xrightarrow[\text{kat.}]{\text{H}_2} \text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2 \xrightarrow[\text{H}^+]{\text{H}_2\text{O}}$



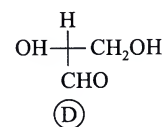
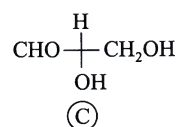
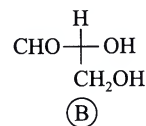
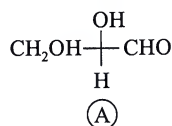
18.9. a) 2; 4, b) 1; 2, c) 4; 24

18.10. Aldehyd D-glicerynowy przedstawiają wzory A i C, a aldehyd L-glicerynowy wzory B i D

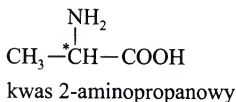
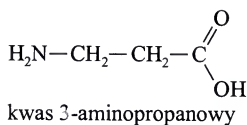
18.11. Cząsteczki enancjomerów stanowią pary: A i B, A i D, B i C, C i D

Tę samą cząsteczkę przedstawiają pary: A i C oraz B i D

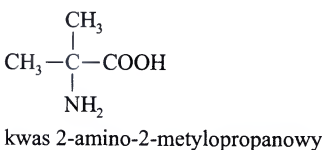
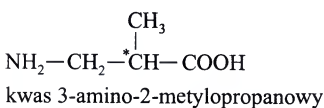
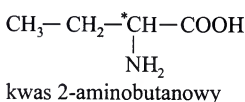
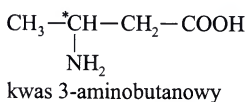
18.12.



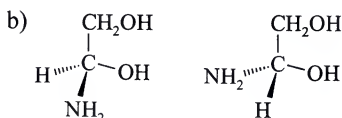
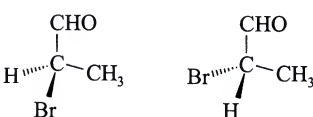
18.13. a)



b) $\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{COOH}$
kwas 4-aminobutanowy



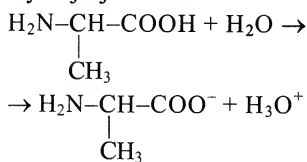
18.14. a)



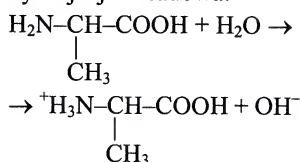
18.15. a) 2, b) 4, c) 4, d) 3

18.16. 1) A: $\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{COO}^-$; B: $^+\text{H}_3\text{N}-\text{CH}_2-\text{COOH}$
2) A: $^+\text{H}_3\text{N}-\overset{\text{CH}_3}{\underset{|}{\text{C}}}-\text{COOH}$; B: $\text{H}_2\text{N}-\overset{\text{CH}_3}{\underset{|}{\text{C}}}-\text{COO}^-$

18.17. Dysocjacja kwasowa:



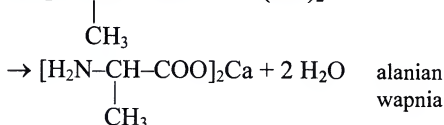
dysocjacja zasadowa:



18.18. $\text{H}_2\text{N}-\text{CH}-\text{COOH} + \text{HCl} \rightarrow$



$2 \text{H}_2\text{N}-\text{CH}-\text{COOH} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$

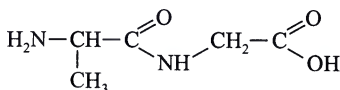
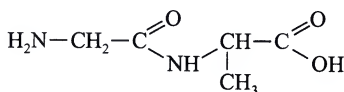
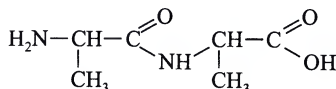
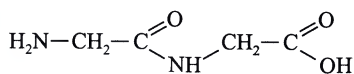


18.19. Do obu roztworów dodajemy AgNO_3 – tylko w przypadku chlorowodoru kwasu aminooctowego wytrąci się osad AgCl .

18.20. W wyniku hydrolizy powstanie jedynie alanina

18.21. Dwa

18.22.



18.23. A, D – enancjomery

A, B, C – ta sama cząsteczka

18.24. Tak, poczynając od glicyny, każde dołączenie węgla wiąże się z dołączeniem grupy $-\text{CH}_2-$, czyli wzrostem masy cząsteczkowej o 14 u.

18.25. Nie, ponieważ mając nawet wynik hydrolizy, nie wiemy, w jakiej kolejności były połączone aminokwasy.

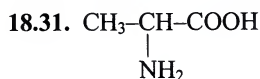
18.26. L-serynę przedstawiają wzory B i C, a D-serynę – wzory A i D

18.27. Ok. 15 800 u

18.28. Kwas α -aminopropanowy

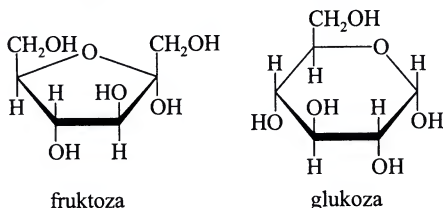
18.29. 1) katody, czyli bieguna ujemnego
2) anody, czyli bieguna dodatniego

18.30. Anody, czyli bieguna dodatniego

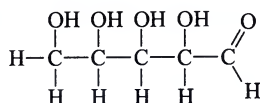


18.32. Aby wykryć białko stosujemy reakcję biuretową. Jedyne w przypadku białka roztwór przyjmie barwę fioletową. Aby odróżnić roztwór węglowodanu od tłuszczu dodajemy NaOH, który powoduje hydrolizę tłuszczów, a następnie $\text{Ca}(\text{OH})_2$, który tworzy osad nierozpuszczalnych soli wapnia i wyższych kwasów tłuszczowych. Reakcja ta nie zajdzie w przypadku węglowodanu.

18.33.

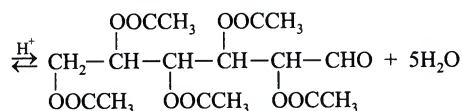


18.34.



18.35. 1) $\text{Ag}_2\text{O} + \text{CH}_2(\text{OH})(\text{CHOH})_4\text{CHO} \rightarrow$
 $\rightarrow 2 \text{Ag} + \text{CH}_2(\text{OH})(\text{CHOH})_4\text{COOH}$
2) $2 \text{CuO} + \text{CH}_2(\text{OH})(\text{CHOH})_4\text{CHO} \rightarrow$
 $\rightarrow \text{Cu}_2\text{O} + \text{CH}_2(\text{OH})(\text{CHOH})_4\text{COOH}$

18.36. $\text{CH}_2(\text{OH})(\text{CHOH})_4\text{CHO} + 5\text{CH}_3\text{COOH} \xrightleftharpoons{\text{H}^+}$

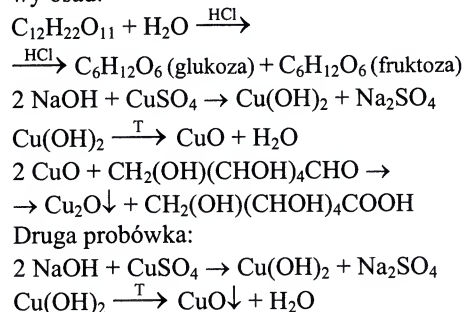


18.37. Gliceryna nie ma tak silnych właściwości redukujących jak glukoza, zatem do odróżnienia tych dwóch roztworów możemy zastosować próbę Tollensa lub próbę Trommera.

18.38. a) przeprowadzamy próbę Tollensa lub próbę Trommera; jedynie glukoza jest cukrem redukującym i tylko w tym przypadku zajdzie reakcja
b) do obu roztworów dodajemy płyn Lugola; jedynie w przypadku skrobi barwa zmieni się na intensywnie granatową
c) przeprowadzamy próbę Tollensa lub próbę Trommera, jedynie maltoza jest cukrem redukującym i tylko w tym przypadku zajdzie reakcja

18.39. $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} \xrightarrow{\text{T}} 12 \text{C} + 11 \text{H}_2\text{O}$

18.40. W pierwszej próbówce zaszła hydroliza sacharozy i tam też wydzielili się pomarańczowy osad:



18.41. 18 kg, 4,48 m³

18.42. Ok. 36 400

18.43. Nie

18.44. 50%

18.45. 0,472 mola

18.46. $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

18.47. 0,5 mol/dm³

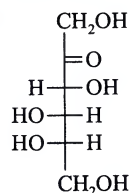
18.48. 11,9 g

18.49. Częsteczki enancjomerów: A i B, A i D, B i C, C i D
Ta sama cząsteczka: A i C, B i D

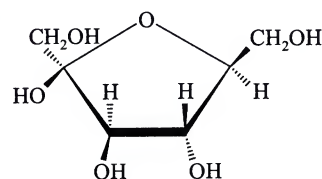
18.50. 32; 16

18.51. Szereg konfiguracyjny D: wzory B i C
Szereg konfiguracyjny L: wzór A

18.52.



18.53.

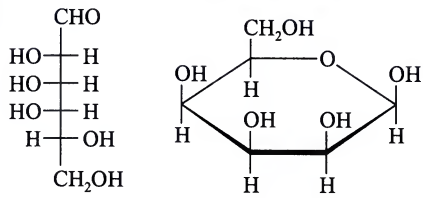


18.54. + 3°

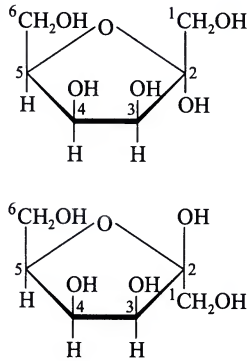
18.55.

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11
1	-	E	K	K	D	K	K	K	K	K	K
2	E	-	K	K	D	K	K	K	K	K	K
3	K	K	-	D	K	D	D	K	K	K	K
4	K	K	D	-	K	D	D	K	K	K	K
5	D	D	K	K	-	K	K	K	K	K	K
6	K	K	D	D	K	-	D	K	K	K	K
7	K	K	D	D	K	D	-	K	K	K	K
8	K	K	K	K	K	K	K	-	E	K	K
9	K	K	K	K	K	K	K	E	-	K	K
10	K	K	K	K	K	K	K	K	K	-	E
11	K	K	K	K	K	K	K	K	E	-	

18.56.



18.57.



SKOROWIDZ (polsko-angielski)

- Amfoteryczność [amphoterism] 209
anomer [anomer] 329, 349
atom centralny [central atom] 158, 344
atomowa jednostka masy [atomic mass unit] 39
- Bezwzględna masa atomu
[absolute atomic mass] 10, 39
bezwzględna masa cząsteczki
[absolute molecular mass] 10, 39
bilans materiałowy reagentów
[material balance of reagents] 98
- Centrum stereogeniczności (chiralności)
[stereogenic (chiral) center] 281, 352
- Diastereoizomer [diastereoisomer] 288, 349, 352
diastereoizomeria [diastereoisomerism] 351
drobina [particle/molecule] 158
drobina izoelektronowa
[isoelectronic molecule] 152
drugie prawo Faradaya
[Faraday's second law] 237, 342
dysocjacja jonowa (elektrolityczna)
[electrolytic dissociation] 189, 340
- Efekt energetyczny reakcji
[energy effect of reaction] 104
efekt termiczny reakcji
[thermal effect of reaction] 104
elektrolit binarny [binary electrolyte] 191
elektrolizer [electrolysis tank] 235
enancjomer [enantiomer] 282, 352
enancjomeria [enantiomerism] 351
energia wiązania [bond energy] 10, 107
energie wiązań, wartości
[bonds' energies, values] 354
entalpia reakcji [enthalpy of reaction] 104
entalpia standardowa reakcji
[standard enthalpy of reaction] 104
- Gęstości roztworów, wartości
[density of solutions, values] 355
gęstość roztworu [density of solution] 10
gęstość wody [density of water] 167
gęstość względem powietrza
[density versus air] 10, 126, 339
gęstość względem wodoru
[density versus hydrogen] 52, 339
- Hydrat [hydrate] 18, 64
hydroliza soli [hydrolysis of salts] 208
- Iloczyn rozpuszczalności
[solubility product] 211, 338
indeks stechiometryczny
[stoichiometric index] 13, 250
izomeria konstytucyjna (strukturalna)
[constitutional (structural) isomerism] 351
izomeria podstawnikowa
[substituent position isomerism] 351
izomeria przestrzenna [stereoisomerism] 351
izomeria szkieletowa [skeletal isomerism] 351
izotop [isotope] 135
- Jednostka formalna [formula unit] 39, 332
- Katalizator [catalyst] 89, 92
kilomol [kilomole] 42
kinetyka chemiczna [chemical kinetics] 92
klucz elektrolityczny [electrolytic junction] 232
kologarytm [cologarithm] 338
konfiguracja elektronowa, zapis
[electronic configuration, notation] 143
konfiguracja orbitalna [orbital configuration] 147
konfiguracja podpowłokowa
[subshell configuration] 145
konfiguracja powłokowa [shell configuration] 143
konfiguracja walencyjna
[valence configuration] 145
kontrakcja [counteraction] 119, 182, 337
konwencja sztokholmska
[Stockholm sign convention] 342
konwencja termodynamiczna [thermodynamic convention] 104
kwas Brønsteda [Brønsted acid] 217, 340
- Liczba ładunkowa reakcji elektrodowej
[valency numer of electrode reaction] 238
liczba przestrzenna [space number] 343
liczność materii [amount of substance] 10, 41, 332
ligand [ligand] 14, 344
- Masa atomowa izotopu
[atomic mass of isotope] 135
masa atomowa pierwiastka
[atomic mass of chemical element] 10, 60
masa cząsteczkowa [molecular mass] 10, 39, 339

- masa izotopowa [isotopic mass] 135
masa mola substancji [substance mole's mass] 43
masa molowa [molar mass] 10, 166, 333
masa molowa średnia
[average molar mass] 10, 123, 333
masa nuklidowa [nuclide mass] 135
metoda diagonalna [diagonal method] 126, 181
mieszanka poreaakcyjna [postreaction mixture] 82
milimol [milimole] 42, 331
mnożnik [multiplier] 11, 111, 334
mol [mole] 41
- Nad napięcie rozkładowe elektrolizy
[decomposition overpotential of electrolysis] 343
nad napięcie, wartości [overpotential, values] 361
- Objętość mola substancji
[substance mole's volume] 10, 49, 333
objętość molowa [molar volume] 10, 333
ogniwo [cell] 230, 342
oleum [oleum] 186
- pH [pH] 197, 340
pierwsze prawo Faradaya
[Faraday's first law] 237, 342
podpowłoka [subshell] 145, 346
pOH [pOH] 197, 341
potencjał elektrody [electrode potential] 10
potencjał wydzielenia [deposition potential] 343
potencjały standardowe półogniwi redox
[standard half-cell's potentials] 360
powłoka [shell] 143
prawa Faradaya [Faraday's laws] 237, 342
prawo Gay-Lussaca [Gay-Lussac's law] 63
prawo Hessa [Hess's law] 105
prawo rozcieńczeń Ostwalda
[Ostwald's dilution law] 194, 340
prawo równowagi chemicznej (działania mas)
[chemical equilibrium law (law of mass
action)] 98, 338, 340
prawo stałości składu Prousta (stałych stosunków
masowych) [law of constant composition,
Proust's law] 56
prawo zachowania masy
[law of mass conservation] 66, 340
procent masowy [mass percentage] 10, 118, 336
procent objętościowy
[volume percentage] 10, 118, 336
projekcja Fischera [Fischer's projection] 349
promil [permille] 111, 335
- Reakcja egzotermiczna
[exothermic reaction] 103, 104
- reakcja endotermiczna
[endothermic reaction] 103, 104
reakcja kwasowo-zasadowa
[acid-base reaction] 341
reakcja utleniania-redukcji [redox reaction] 221
reakcje współbieżne (równoległe)
[simultaneous reactions] 90
redukcja objętości gazu do warunków normalnych
[gas volume reduction to normal conditions]
339, 356
reduktor [reducing agent] 222, 342
reguła krzyżowa, zob. schemat krzyżowy
[cross rule] 181
reguła Lavoisiera-Laplace'a
[Lavoisier-Laplace's rule] 105
reguła Le Chateliera
[Le Chatelier-Braun principle] 102
reguła Markownikowa [Markownikov's rule] 291
reguła mieszania roztworów
[rule of solution mixing] 182, 337
rozcieńczanie roztworów
[dilution of solutions] 180, 184
rozkład [decomposition] 33
rozpuszczalność [solubility] 176, 338
rozpuszczalność masowa
[mass solubility] 10, 176, 338
rozpuszczalność molowa
[molar solubility] 10, 211, 338
rozpuszczalność soli i wodorotlenków w wodzie
[hydroxydes and salts solubility in water] 354
roztwór nasycony [saturated solution] 176, 338
równanie chemiczne [chemical equation] 28
równanie Clapeyrona [ideal gas law] 53, 339
równanie elektrolizy
[electrolysis equation] 237, 342
równanie kinetyczne [rate equation] 92
równanie stanu gazu [gas equation of state] 339
równanie stechiometryczne
[stoichiometric equation] 92
równowaga chemiczna [chemical equilibrium] 96
równoważnik elektrochemiczny
[electrochemical equivalent] 237, 342
- Schemat krzyżowy [cross scheme] 181
skład izotopowy pierwiastków
[isotopic composition of elements] 353
skład molowy [molar composition] 101
skład objętościowy [volume composition] 100
skład procentowy mieszaniny
[percentage composition of mixture] 117
skład procentowy związku chemicznego
[percentage composition of chemical
compound] 57, 62

sprzężona para kwas-zasada
 [coupled acid-base pair] 216
 stała dysocjacji kwasowej
 [acidic dissociation constant] 10, 341
 stała dysocjacji zasadowej
 [basic dissociation constant] 10, 341
 stała Faradaya [Faraday's constant] 10, 238, 342
 stała gazowa [gas constant] 10, 53
 stała równowagi [equilibrium constant] 10, 97
 stała szybkości reakcji
 [reaction rate constant] 92
 stałe dysocjacji, wartości
 [dissociation constants, values] 357
 standardowa entalpia reakcji
 [standard enthalpy of reaction] 104
 stężenia, przeliczanie
 [concentrations, calculation] 337
 stężenie masowe
 [mass concentration] 10, 163, 164, 336
 stężenie molalne [molal concentration] 10, 336
 stężenie molowe
 [molar concentration] 10, 111, 165, 336
 stężenie procentowe
 [mass concentration] 10, 160, 336
 stężeniowa stała równowagi
 [concentration chemical equilibrium
 constant] 10, 97
 stopień dysocjacji [degree of dissociation] 10, 191
 stopień utlenienia [oxidation state] 13, 221
 stopnie dysocjacji, wartości
 [degree of dissociation, values] 357
 stosunek masowy [mass ratio] 41, 70, 117
 stosunek molowy [molar ratio] 43, 67, 117
 stosunek objętościowy [volume ratio] 76, 117
 stosunek stechiometryczny reagentów
 [stoichiometric ratio of reagents] 67
 substrat [substrate] 72
 szereg napięciowy metali
 [electrochemical series] 230, 360
 szybkość reakcji [reaction rate] 10, 92

 Średnia arytmetyczna [arithmetic mean] 123
 średnia harmoniczna [harmonic mean] 123
 średnia liczbowa [number average] 123
 średnia ważona [weight average] 123

 Tablica Mendelejewa [periodic table] 35
 teoria Brønsteda [Brønsted-Lowry theory] 216
 twardość wody [water hardness] 208

 Udział masowy [mass participation] 111
 układ niejednorodny
 [heterogeneous system] 97

 ułamek masowy [mass fraction] 10, 111, 336
 ułamek molowy [molar fraction] 10, 111, 336
 ułamek objętościowy
 [volume fraction] 10, 111, 336
 utleniacz [oxidant] 222, 342

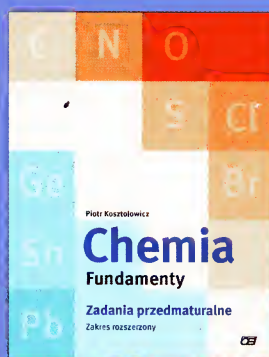
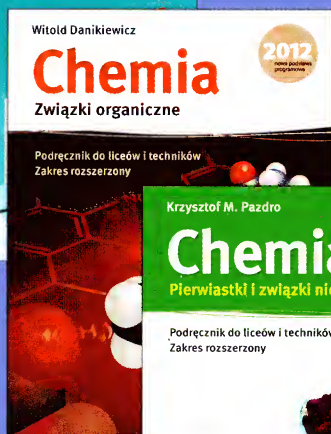
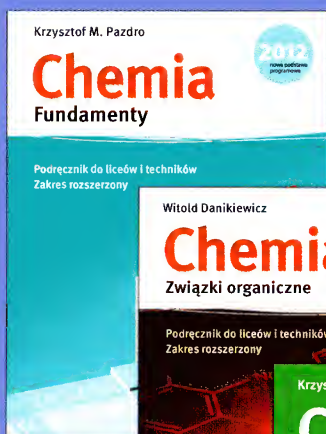
 Wartościowość [formal valence] 13
 warunki normalne [normal conditions] 51
 warunki standardowe [standard conditions] 54
 wielkość podstawowa [basic quantity] 332
 wskaźniki udziałów
 [index of contribution] 111, 334, 335
 współczynnik stechiometryczny
 [stoichiometric coefficient] 10, 338
 wydajność reakcji [yield of reaction] 89
 wzory elektronowe [electronic formulae] 261
 wzór empiryczny (elementarny)
 [empirical (elementary) formula] 60
 wzór Hawortha [Haworth's projection] 329, 349
 wzór Nernsta [Nernst equation] 342
 wzór półstrukturalny (grupowy)
 [semi-structural formula] 286
 wzór strukturalny (konstytucyjny)
 [structural (constitutional) formula] 24, 325
 wzór sumaryczny (rzeczywisty)
 [real formula] 14, 60

 Zasada Brønsteda [Brønsted base] 217, 340
 zasada stechiometrii [stoichiometry rule] 340
 zaszczepianie roztworu [solution inoculation] 214
 zateżnianie roztworów
 [increasing concentration of solutions] 187
 zawartość procentowa pierwiastka
 [element's percentage content] 57, 111
 zawartość składnika w mieszaninie
 [content of component in mixture] 111, 334
 ziarnistość materii [granulation of matter] 41, 332
 związek jonowy [ionic compound] 39

Oficyna Edukacyjna * Krzysztof Pazdro rekomenduje serię pomocy dydaktycznych do nauczania chemii w liceach i technikach w zakresie rozszerzonym, zgodną z nową podstawą programową 2012.

W skład serii wchodzi:

- program nauczania
- podręcznik w postaci trzech modułów (wersja drukowana i e-podręcznik)
- płyty DVD z filmową wersją doświadczeń, dołączane do każdego modułu
- materiały dla nauczycieli, skorelowane z odpowiednimi modułami (na płytach CD)
- zestawy zadań przedmaturalnych, dotyczących treści zawartych w danym module



www.pazdro.com.pl

